

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ УКРАИНЫ**

**ХАРЬКОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ГОРОДСКОГО ХОЗЯЙСТВА имени А. Н. БЕКЕТОВА**

**Т. Д. Панаева  
И. С. Зайцева  
О. А. Мураева**

# **ХИМИЯ**

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ  
ДЛЯ ИНОСТРАННЫХ СТУДЕНТОВ  
ПОДГОТОВИТЕЛЬНОГО ОТДЕЛЕНИЯ**

**Харьков  
ХНУГХ  
2014**

УДК 54(075)  
ББК 24я73-6  
П16

**Авторы:**

**Панаева Татьяна Дмитриевна**, кандидат химических наук, доцент;  
**Зайцева Инна Сергеевна**, кандидат химических наук, доцент;  
**Мураева Ольга Алексеевна**, кандидат химических наук, доцент.

**Рецензенты:**

**В. А. Чебанов**, доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой прикладной химии Харьковского национального университета им. В. Н. Каразина;  
**Е. Н. Свечникова**, доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой химии Харьковского национального педагогического университета им. Г. С. Сковороды.

Рекомендовано Ученым Советом

ХНУГХ им. А. Н. Бекетова (протокол №10 от 30 мая 2014 г.)

**Панаева Т. Д.**

П16 Химия: учеб. пособие для иностранных студентов подготовительного отделения / Т. Д. Панаева, И. С. Зайцева, О. А. Мураева; Харьк. нац. ун-т гор. хоз-ва им. А. Н. Бекетова. – Х. : ХНУГХ им. А. Н. Бекетова, 2014. – 149 с.

Учебное пособие содержит основной материал по курсу общей химии. В пособии приведены примеры решения типовых задач, вопросы и задания к каждой теме, тесты, русско-англо-французский словарь терминов. Для более результативного усвоения основных положений курса материал систематизирован в виде схем и таблиц.

Содержание учебного пособия соответствует программе по общей химии для иностранных студентов подготовительного отделения.

Навчальний посібник містить основний матеріал з курсу загальної хімії. У посібнику наведено приклади розв'язання типових задач, питання і завдання до кожної теми, тести, російсько-англо-французький словник термінів. Для більш результативного засвоєння основних положень курсу матеріал систематизовано у вигляді схем і таблиць.

Зміст навчального посібника відповідає програмі з загальної хімії для іноземних студентів підготовчого відділення.

УДК 54(075)  
ББК 24я73-6

© Т. Д. Панаева, И. С. Зайцева,  
О. А. Мураева, 2014

© ХНУГХ им. А. Н. Бекетова, 2014

## Содержание

Введение. . . . .	5
1. Основные понятия и законы химии . . . . .	6
1.1 Вещества. Свойства веществ. Физические и химические явления . . . . .	6
1.2 Атомно-молекулярное учение . . . . .	7
1.3 Относительные атомные и молекулярные массы веществ . . . . .	10
1.4 Моль. Молярная масса . . . . .	13
1.5 Понятие валентности . . . . .	15
1.6 Химические реакции. Химические уравнения . . . . .	17
1.7 Основные законы химии . . . . .	19
1.8 Вычисления по химическим формулам и уравнениям . . . . .	23
2. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.	
Строение атома . . . . .	29
2.1 Периодический закон и периодическая система химических	
элементов . . . . .	29
2.2 Строение атома . . . . .	30
2.3 Состояние электрона в атоме. Квантовые числа . . . . .	33
2.4 Электронные и электронографические формулы атомов . . . . .	37
2.5 Электронное строение атома и периодическая система	
элементов Д. И. Менделеева . . . . .	40
2.6 Энергетические характеристики атома . . . . .	42
3. Химическая связь . . . . .	46
3.1 Ковалентная связь. . . . .	48
3.2 Ионная связь. . . . .	55
3.3 Водородная связь . . . . .	56
3.4 Металлическая связь . . . . .	57
4. Валентность и степень окисления . . . . .	60
4.1 Валентность атомов в основном и возбужденном состояниях . . . . .	60
4.2 Степени окисления атомов . . . . .	62
5. Агрегатное состояние вещества . . . . .	67
6. Классификация химических реакций . . . . .	70
7. Основные классы неорганических соединений . . . . .	74
7.1 Классификация неорганических соединений . . . . .	74
7.2 Оксиды, основания. Состав, номенклатура, строение . . . . .	74
7.3 Кислоты. Состав, номенклатура, строение . . . . .	75
7.4 Соли. Состав, классификация, составление формул, номенклатура. . . . .	77
7.5 Классификация, свойства и получение оксидов . . . . .	79
7.6 Классификация, свойства и получение оснований . . . . .	81
7.7 Свойства и получение кислот . . . . .	83
7.8 Свойства и получение солей . . . . .	85
8. Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	89

9. Энергетика химических процессов. Энтальпия химической реакции.	
Закон Гесса .....	95
10. Химическая кинетика и равновесие .....	98
10.1 Скорость химических реакций .....	98
10.2 Химическое равновесие .....	100
11. Растворы .....	106
11.1 Понятие о растворах. Концентрация вещества в растворе .....	106
11.2 Растворы электролитов .....	109
11.2.1 Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты .....	109
11.2.2 Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей .....	111
11.2.3 Ионные уравнения реакций .....	112
11.2.4 Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель (рН). Индикаторы .....	113
11.2.5 Гидролиз солей .....	116
12. Электрохимические процессы .....	121
12.1 Представление об электродных потенциалах. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Гальванические элементы .....	121
12.2 Электролиз .....	126
Таблица растворимости кислот, оснований и солей .....	134
Русско-англо-французский словарь .....	135
Список источников .....	149

## Введение

Курс "Химия" входит в обязательный перечень дисциплин, изучаемых студентами-иностранцами подготовительных факультетов высших учебных заведений Украины.

Основной задачей преподавания химии иностранным учащимся на этапе предвузовского обучения является систематизация имеющихся у слушателей знаний по химии, получение новых знаний, подготовка их к успешному восприятию программы по химии на первом курсе вуза.

Учебное пособие "Химия" составлено в соответствии с программой по химии для подготовительных факультетов высших учебных заведений и содержит основной материал по курсу общей химии: основные понятия и законы химии, периодический закон и периодическая система химических элементов, химическая связь, классификация химических реакций, состав, номенклатура, получение и свойства представителей важнейших классов неорганических соединений, типы химических реакций и закономерности их протекания, основные понятия химии растворов, сущность окислительно-восстановительных реакций и основные понятия, связанные с ними, представления об электродных потенциалах, гальванических элементах, электролизе.

Основные положения курса химии изложены в наиболее доступной для иностранных учащихся форме – в виде текстов, рисунков, схем, таблиц. Такая форма изложения является наиболее результативной для систематизации и закрепления знаний и позволяет иностранным учащимся в более доступной форме овладеть достаточно большим объемом теоретического материала по химии.

Пособие содержит 12 разделов. Кроме основного материала в учебном пособии приведены примеры решения типовых задач. Каждая тема включает содержательную часть, вопросы для самоконтроля, задания и задачи, а также тестовые задания, выполнение которых дает возможность учащимся судить о степени усвоения изучаемого материала. В учебном пособии приводится словарь основных терминов на русском, английском и французском языках.

Учебное пособие "Химия" может быть использовано при обучении иностранных учащихся медико-биологического и естественно-научного профиля на этапе предвузовской подготовки и на начальных курсах вузовского обучения.

## 1. Основные понятия и законы химии

### 1.1 Вещества. Свойства веществ. Физические и химические явления

#### Новые слова и словосочетания

агрегатное состояние	aggregate state	état physique
вещество	substance	substance
газ, газообразный	gas	de gas, gazeux
горение	burning	brûlant
жидкий	liquide	liquide
замерзание	freezing	gel
измельчение	grinding	broyage
кипение	boiling	ébullition
любой	any	tout
образовывать	to form, to constitute	former, constituer
отличаться	to differ	différer
плавление	melting	fusion
порошок	powder	poudre
признак	feature	caractéristique
свойство	property	propriété
твёрдый	solid	solide
теплота	heat	chaleur
явление	phenomenon	phénomène

Химия изучает вещества и их превращения. *Вещество* – это то, из чего состоит окружающий нас мир и мы сами.

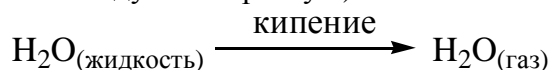
*Свойствами вещества* называются признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой.

Существует очень много веществ. Каждое вещество имеет свои свойства. Например, сахар и мел. Это твёрдые вещества белого цвета. Они не имеют запаха. Сахар растворяется в воде. Мел в воде не растворяется. Сахар – сладкий. Мел – не имеет вкуса.

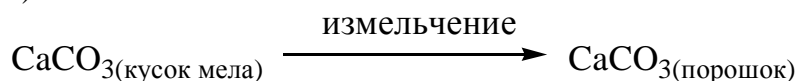
Агрегатное состояние (твёрдое, жидкое, газообразное), цвет, запах, растворимость в воде – это физические свойства вещества.

Любое изменение в природе – это *явление*. Растворение сахара в воде, кипение воды, движение человека – это явления. Различают *физические* и *химические явления*.

*При физических явлениях новые вещества не образуются. Изменяются только отдельные свойства.* Например, при кипении воды изменяется ее агрегатное состояние (вода жидкая превращается в воду газообразную):



Если измельчить кусок мела, то изменится только форма тела (кусочек мела превращается в порошок):



Никаких новых веществ не образуется.

*Химические явления – это явления, в результате которых образуются новые вещества с новыми свойствами.*

Например, при горении серы (S) выделяется теплота и образуется новое вещество (SO<sub>2</sub>) – газ с неприятным запахом.

Таким образом, *химия изучает состав, строение, свойства и превращения веществ.*

### Вопросы и задания

1. Что изучает химия?
2. Что такое вещество? Приведите примеры.
3. Что такое свойства вещества? Какие свойства веществ вы знаете?
4. Опишите физические свойства следующих веществ: воды, соли, серебра.
5. Что такое явления?
6. Какие вы знаете явления?
7. Какие это явления (физические или химические):  
а) замерзание воды; б) плавление железа; в) горение спирта; г) растворение магния в серной кислоте?
8. Что изменится, если: а) кусок мела превратить в порошок; б) расплавить металл?

## 1.2 Атомно-молекулярное учение

### Новые слова и словосочетания

аллотропия	allotropy	allotropy
атом	atom	atome
заряд	charge	charge
знак, символ	sign, symbol	sign, symbol
ион	ion	ion
масса	mass	masse
молекула	molecule	molécule
простой	simple	simple
размер	size	taille
разрушать	to destroy, to break down	détruire, effondrement
свойство	property	propriété
сложный	complicated	complexe
сохранять	to save	conserver, maintenir
химическая реакция	chemical reaction	réaction chimique
химический элемент	chemical element	élément chimique
частица	particle	particule

Каждое вещество имеет определенный состав. Вещество состоит из молекул, атомов или ионов. Молекулы имеют массу, размеры, химические свойства. Молекулы одного вещества одинаковы. Молекулы разных веществ имеют разный состав, разную массу, разные размеры, разные свойства.

**Молекула** – это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет химические свойства данного вещества.

Молекулы состоят из атомов. Атомы при химических реакциях сохраняются, из них образуются новые молекулы.

**Атом** – самая маленькая химически неделимая частица.

**Ион** – одноатомная или многоатомная электрически заряженная частица.

**Химический элемент** – это одинаковый вид атомов, имеющих определенный заряд ядра.

В настоящее время известно 118 химических элементов (официально признаны 112). Из них 89 обнаружены в природе, остальные получены искусственно в результате ядерных реакций. Каждый химический элемент имеет свой химический знак (символ) и название. Символ элемента обозначается одной или двумя буквами его латинского названия. В таблице 1 приведены символы и названия некоторых элементов.

Атомы химических элементов входят в состав простых и сложных веществ.

**Простые вещества** состоят из атомов одного элемента.

Кислород ( $O_2$ ), водород ( $H_2$ ), железо (Fe) – простые вещества.

**Сложные вещества** состоят из атомов разных элементов. Например, вода ( $H_2O$ ) состоит из атомов разных элементов – водорода H и кислорода O. Вода – это сложное вещество.

Некоторые химические элементы образуют несколько простых веществ, которые отличаются друг от друга строением и свойствами. Это явление называется *аллотропией*, а вещества – *аллотропными модификациями*. Так элемент кислород образует две аллотропные модификации: кислород ( $O_2$ ) и озон ( $O_3$ ); элемент фосфор образует три аллотропные модификации: белый фосфор, красный фосфор и черный фосфор. Явление аллотропии вызывается двумя причинами:

- 1) различным числом атомов в молекуле, например кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ ;
- 2) образованием различных кристаллических структур простых веществ.

Таблица 1 – Символы, названия и относительные атомные массы некоторых элементов

Символ элемента	Латинское название элемента	Русское название элемента	Произношение химического знака	Относительная атомная масса
1	2	3	4	5
Ag	Argentum	серебро	Аргентум	108
Al	Aluminium	алюминий	Алюминий	27
As	Arsenicum	мышьяк	Арсеникум	75
Au	Aurum	золото	Аурум	197
Ba	Barium	барий	Барий	137
Br	Bromium	бром	Бром	80
C	Carboneum	углерод	Це	12
Ca	Calcium	кальций	Кальций	40
Cl	Chlorum	хлор	Хлор	35,5
Cr	Chromium	хром	Хром	52
Cu	Cuprum	медь	Купрум	64
F	Fluorum	фтор	Фтор	19
Fe	Ferrum	железо	Феррум	56
H	Hydrogenium	водород	Аш	1
Hg	Hydrargyrum	ртуть	Гидраргирум	201
I	Iodum	иод	Иод	127



Продолжение таблицы 1

1	2	3	4	5
K	Kalium	калий	Калий	39
Li	Lithium	литий	Литий	7
Mg	Magnesium	магний	Магний	24
Mn	Manganum	марганец	Марганец	55
N	Nitrogenium	азот	Эн	14
Na	Natrium	натрий	Натрий	23
O	Oxygenium	кислород	О	16
P	Phosphorus	фосфор	Пэ	31
Pb	Plumbum	свинец	Плюмбум	207
S	Sulfur	сера	Эс	32
Sb	Stibium	сурьма	Стибиум	122
Si	Silicium	кремний	Силициум	28
Sn	Stannum	олово	Станнум	119
Zn	Zincum	цинк	Цинк	65

### Основные положения атомно-молекулярного учения

Существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения. Вещества молекулярного строения в твердом состоянии состоят из молекул – наименьших частиц вещества, которые сохраняют его химические свойства. Вещества немолекулярного строения состоят из атомов или ионов. Суть атомно-молекулярного учения можно свести к следующим положениям:

1. Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении. Скорость их движения с повышением температуры возрастает.
4. Молекулы сохраняются при физических явлениях и разрушаются при химических явлениях.
5. Атомы одного элемента отличаются от атомов другого элемента размером, массой и свойствами.
6. Атомы при химических реакциях сохраняются.
7. Химическая реакция – это образование новых веществ из тех же атомов, из которых состояли исходные вещества.

### Вопросы и задания

1. Из чего состоят молекулы?
2. Что называют химическим элементом? Приведите пример.
3. Какие вещества называют: а) простыми; б) сложными? Приведите примеры.
4. Напишите символы элементов: кремния, фтора, кислорода, натрия, брома, хлора, магния, кальция, цинка, азота, железа, серы, углерода.
5. Назовите элементы, укажите их произношение: P, K, H, Fe, C, S, Ag.

### 1.3 Относительные атомные и молекулярные массы веществ

#### Расчеты по химическим формулам

##### Новые слова и словосочетания

абсолютный	absolute	absolu
индекс	index	index
использовать	to use	employer
качественный	qualitative	qualitatif
количественный	quantitative	quantitatif
коэффициент	coefficient	coefficient
массовая доля	mass fraction (percentage)	fraction massique
неудобно	uncomfortably	inconfortablement
относительный	relative	relatif
состав	composition	composition
химическая формула	chemical formula	formule chimique

Масса атома – очень маленькая величина. Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Так, например, масса атома водорода составляет  $1,674 \cdot 10^{-27}$  кг, кислорода –  $2,667 \cdot 10^{-26}$  кг, углерода –  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг. Использовать такие числа при расчетах неудобно. В химии используют не абсолютные значения атомных масс, а относительные  $A_r$  (индекс  $r$  – начальная буква английского слова relative – относительный). Записи  $A_r(\text{H})$ ,  $A_r(\text{O})$ ,  $A_r(\text{C})$  означают: относительная атомная масса водорода, относительная атомная масса кислорода, относительная атомная масса углерода.

**Относительная атомная масса элемента** равна отношению массы атома элемента к  $1/12$  массы атома углерода -12. Масса атома  $^{12}\text{C}$  равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг. Одна двенадцатая массы атома углерода -12, равная  $\frac{1,993 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27}$  кг, называется атомной единицей массы (а.е.м.). **Относительная атомная масса элемента** – это масса его атома, выраженная в атомных единицах массы:

$$A_r(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{\frac{1}{12}m(\text{C})},$$

$m(\text{X})$  – масса атома элемента X,

$m(\text{C})$  – масса атома углерода -12.

Например, относительная атомная масса водорода  $A_r(\text{H}) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1$ .

Относительные атомные массы элементов приведены в таблице 1.

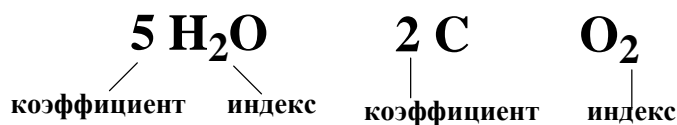
Состав вещества можно выразить химической формулой при помощи химических знаков. **Химическая формула показывает:**

- 1) из каких элементов состоит вещество (качественный состав);
- 2) сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы вещества (количественный состав).

Например, формула  $\text{H}_2\text{O}$  показывает, что:

- 1) молекула воды состоит из атомов водорода и кислорода (качественный состав вещества);

2) в состав молекулы воды входят два атома водорода и один атом кислорода (количественный состав).



**Индекс** – маленькая цифра, которую записывают внизу справа от символа химического элемента. Индекс показывает, сколько атомов данного химического элемента входит в состав молекулы.

**Коэффициент** – большая цифра, которая стоит перед химическим знаком или формулой и показывает число отдельных атомов или молекул:

5H<sub>2</sub>O – пять молекул воды,

2C – два атома углерода,

O<sub>2</sub> – одна молекула кислорода.

Чтение формул:

H<sub>2</sub>O – аш-два-о,

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – натрий-два-эс-о-четыре,

Ca(OH)<sub>2</sub> – кальций-о-аш-дважды,

Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> – алюминий-два-эс-о-четыре-трижды.

Масса молекулы так же, как и масса атома, очень маленькая величина. Например, масса одной молекулы воды равна  $2,8944 \cdot 10^{-26}$  кг. Поэтому пользуются относительной физической величиной – относительной молекулярной массой ( $M_r$ ).

**Относительная молекулярная масса вещества** – это масса его молекулы, выраженная в атомных единицах массы:

$$M_r(XY) = \frac{m(XY)}{\frac{1}{12}m(C)} = A_r(X) + A_r(Y),$$

$$M_r(X_aY_b) = \frac{m(X_aY_b)}{\frac{1}{12}m(C)} = aA_r(X) + bA_r(Y),$$

где  $M_r(XY)$  – относительная молекулярная масса вещества XY;

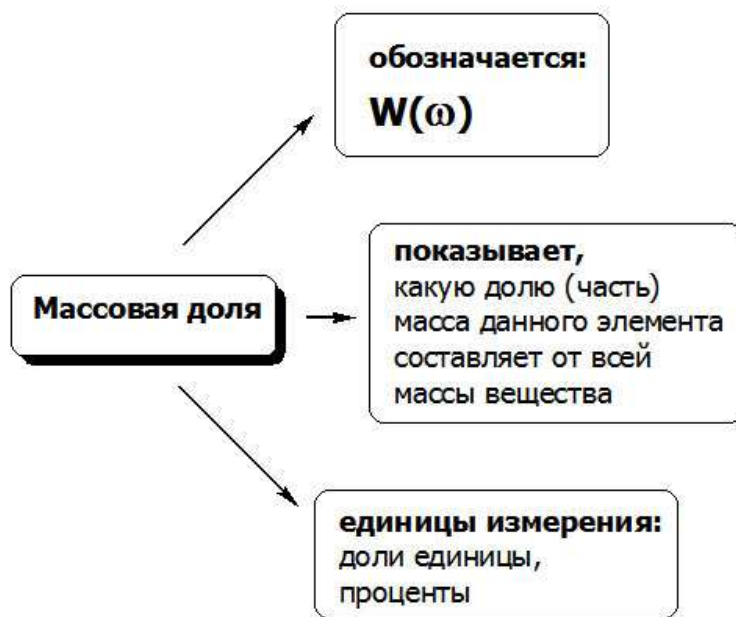
$m(XY)$  – масса молекулы вещества XY;

$m(C)$  – масса атома углерода;

$A_r(X)$ ,  $A_r(Y)$  – относительные атомные массы элементов X и Y.

Например,  $M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$ .

По химической формуле можно вычислить **массовую долю (%) каждого элемента** в веществе.



$$\omega(\text{Э}) = \frac{n \cdot A_r(\text{Э})}{M_r}$$

где  $\omega(\text{Э})$  – массовая доля элемента Э;

$n$  – число атомов данного элемента;

$A_r(\text{Э})$  – относительная атомная масса элемента;

$M_r$  – относительная молекулярная масса вещества.

**Пример.** Определить массовую долю каждого элемента в карбонате кальция ( $\text{CaCO}_3$ ).

Дано:

$\text{CaCO}_3$

$A_r(\text{Ca}) = 40$

$A_r(\text{C}) = 12$

$A_r(\text{O}) = 16$

$\omega(\text{Ca}) = ?$

$\omega(\text{C}) = ?$

$\omega(\text{O}) = ?$

Решение.

$$\omega(\text{Э}) = \frac{n \cdot A_r(\text{Э})}{M_r}$$

$\omega$  – массовая доля элемента.

$n$  – число атомов элемента.

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{40}{100} = 0,4 \text{ или } 40\%$$

$$\omega(\text{C}) = \frac{12}{100} = 0,12 \text{ или } 12\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{3 \cdot 16}{100} = \frac{48}{100} = 0,48 \text{ или } 48\%$$

Ответ:  $\omega(\text{Ca}) = 40\%$ ,  $\omega(\text{C}) = 12\%$ ,  $\omega(\text{O}) = 48\%$ .

### Вопросы и задания

1. Что показывает: а) химическая формула; б) индекс; в) коэффициент?

2. Напишите формулы веществ, в которых содержится: а) один атом серы и два атома кислорода; б) два атома водорода, один атом углерода и три атома кислорода; в) один атом водорода, один атом азота и три атома кислорода. Прочитайте эти формулы.

3. Запишите химическими формулами:  
 а) аш-три-пэ-о-четыре; б) натрий-два-эс-о-четыре;  
 в) купрум-о-аш-дважды; г) алюминий-два-эс-о-четыре-трижды;  
 д) кальций-хлор-два.
4. Вычислите относительные молекулярные массы веществ:  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .
5. Определите массовую долю каждого элемента в веществе  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

### 1.4 Моль. Молярная масса

Новые слова и словосочетания

изотоп	isotope	isotope
количество	quantity	quantité
моль	mole	mole
молярная масса	molar mass	masse molaire
число авогадро	Avogadro's number (Avogadro constant)	le nombre d'Avogadro

В химии используют понятие "количество вещества".

**Количество вещества** ( $n$ ) – это физическая величина, которая определяет число однотипных структурных единиц данного вещества.

*Структурные единицы вещества* – это молекулы (если вещество состоит из молекул), атомы (если это атомарное вещество), ионы (если вещество является ионным соединением) или любые другие частицы. Единица измерения количества вещества – моль.

**Моль** – это количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов или любых других частиц), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

Так как абсолютная масса одного атома углерода  $^{12}\text{C}$  равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг, то число атомов, содержащихся в углероде, массой 0,012 кг составит:

$$\frac{\text{масса углерода}}{\text{масса 1 атома углерода}} = \frac{0,012 \text{ кг}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов}.$$

Если 0,012 кг углерода содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов, значит **моль** – это такое количество вещества, которое содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц (молекул, атомов, ионов). Это вещество может находиться в любом агрегатном состоянии – твердом, жидком или газообразном. Например, 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  (водяной пар, вода жидкая, вода в виде льда) содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул воды;  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23}$  атомов Н и  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов О. Число, равное  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ , называют **числом Авогадро (постоянная Авогадро)** и обозначают  $N_A$ .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

$$n = \frac{N}{N_A}; \quad N_A = \frac{N}{n}; \quad N = n \cdot N_A.$$

где  $N$  – число частиц;

$n$  – количество вещества, моль.

**Молярная масса вещества** – это масса одного моля, которую выражают в граммах на моль (г/моль).

$$M = \frac{m}{n}$$

где  $M$  – молярная масса вещества, г/моль,

$m$  – масса вещества, г,

$n$  – количество вещества, моль.

Молярная масса вещества  $M$  г/моль численно равна относительной молярной массе данного вещества:

$$A_r(\text{Ca}) = 40;$$

$$M(\text{Ca}) = 40 \text{ г/моль};$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

**Пример.** Сколько молекул содержится в воде массой 9 г ? Сколько атомов всех элементов содержится в воде массой 9 г ?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) - ?; N(\text{H}) - ?;$$

$$N(\text{O}) - ?$$

Решение.

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}.$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль}.$$

$$n = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ моль}.$$

1 моль вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул ( $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$  – число Авогадро).  $N(\text{H}_2\text{O}) = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23}$ ;

$$N(\text{O}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23};$$

$$N(\text{H}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} \cdot 2 = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

Ответ:  $N(\text{H}_2\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{23}$  молекул;  $N(\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{23}$  атомов;

$$N(\text{H}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов}.$$

### Вопросы и задания

1. В каких единицах выражают количество вещества?
2. Что такое моль?
3. Чему равна молярная масса вещества?
4. Определите молярные массы веществ:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{O}_2$ .
5. Какое количество вещества (моль) составляют:  
а) 80 граммов  $\text{NaOH}$ ; б) 4,9 граммов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ?
6. Сколько молекул содержится:  
а) в воде массой 36 г; б) в  $\text{CaCO}_3$  массой 10 г ?
7. Сколько атомов всех элементов содержится в:  
а) 8 г  $\text{CuO}$ ; б) 14,2 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ?
8. Сколько граммов вещества содержится в:  
а) 0,1 моль  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; б) 3 моль  $\text{AlCl}_3$  ?
9. Какая масса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит столько молекул, сколько их содержится в воде массой 9 г ?

## 1.5 Понятие валентности

	Новые слова и словосочетания	
бинарный	binary	binaire
валентность	valence	valence
наименьшее общее кратное	the least common multiple	plus petit commun multiple
переменный	variable	alternè, variable
постоянный	constant	constant
присоединять	to attach, to join	joindre
способность	ability	capacité, pouvoir

Чтобы правильно написать формулу вещества, нужно знать валентности элементов.

**Валентность** – это способность атомов данного элемента присоединять определенное число атомов других элементов.

Атом водорода всегда присоединяет только один атом другого элемента. Поэтому валентность водорода всегда равна единице. Если атом присоединяет один атом водорода, то этот элемент имеет валентность один (одновалентен). Если атом присоединяет два атома водорода, то его валентность равна двум (двухвалентен). Например, в веществе HCl – хлор одновалентен; в веществе H<sub>2</sub>S – сера двухвалентна.

Некоторые элементы имеют постоянную валентность. Например, H, Li, Na, K, Rb, Cs всегда одновалентны, Mg, Ca, Ba, Zn всегда двухвалентны, Al – трехвалентен.

Многие элементы имеют переменную валентность. Например, железо может иметь валентность два (FeO) и три (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) медь – один Cu<sub>2</sub>O и два CuO.

Валентность обозначают римской цифрой над химическим знаком элемента:

$\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$ ,  $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{S}}$  или в скобках после названия элемента: Fe (II), Fe (III).

Если вещество состоит из двух элементов А и В, валентности которых соответственно равны  $m$  и  $n$ , то произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента, т.е. сумма единиц валентности всех атомов одного элемента равна сумме единиц валентности атомов другого элемента. Для вещества  $\overset{m}{\text{A}}_x\overset{n}{\text{B}}_y$   $m \cdot x = n \cdot y$ .

**Определение валентности элементов по формуле для бинарных соединений (соединений, которые состоят из двух химических элементов)**

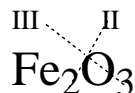
Валентность одного элемента можно определить по формуле, если известна валентность другого элемента. Например, в соединении  $\overset{m}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$   $m \cdot 1 = 2 \cdot 3$ ,  $m = 6$ . Валентность серы равна шести.

В соединении  $\overset{m}{\text{Fe}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$   $m \cdot 2 = 2 \cdot 3$ ,  $m = 3$ . Валентность железа равна трем.

## Составление формулы вещества по валентности элементов для бинарных соединений

Если мы знаем валентности элементов, то можем составить формулу вещества.

Например, запишем формулу соединения железа (III) с кислородом (II). Запишем химические символы железа (Fe) и кислорода (O), над символами поставим валентности этих элементов:  $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ , затем переместим вниз и крест-накрест значения валентностей, записав их в виде индексов:



Теперь сделаем проверку: *в правильно составленной химической формуле вещества сумма единиц валентности всех атомов одного элемента равна сумме единиц валентности атомов другого элемента*, т.е. для соединения  $\overset{m}{\text{A}}_x\overset{n}{\text{B}}_y$  должно соблюдаться равенство  $m \cdot x = n \cdot y$ . Для  $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$  это равенство соблюдается:  $3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$ . Следовательно, формула  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  составлена правильно.

Фактически задача сводится к поиску наименьшего общего кратного (НОК) для значений валентностей двух элементов.

Например, запишем формулу соединения серы (VI) с кислородом:  $\overset{\text{VI}}{\text{S}}_x\overset{\text{II}}{\text{O}}_y$ .

Для чисел 6 и 2 наименьшее общее кратное НОК = 6. Поэтому  $6 \cdot x = 6$  и  $2 \cdot y = 6$ . Тогда,  $x = 6:6 = 1$ ,  $y = 6:2 = 3$ .

$\text{SO}_3$  – правильно написанная формула. ( $\text{S}_2\text{O}_6$  – неправильно написанная формула).

В таблице 2 приведен алгоритм составления химических формул бинарных соединений



Таблица 2 – Алгоритм составления химических формул  
бинарных соединений

Правила составления химических формул по валентностям для бинарных соединений	Образование молекулы из атомов фосфора и кислорода
1. Записываем рядом символы химических элементов	PO
2. Ставим над химическими элементами их валентности римскими цифрами, у фосфора валентность равна пяти (V), у кислорода – двум (II)	V II PO
3. Для чисел 2 и 5 находим наименьшее общее кратное (НОК), то есть наименьшее число, которое делится без остатка на 5 и на 2. Это число 10. Делим НОК на валентности элементов $10:5=2$ , $10:2=5$ ; цифры 2 и 5 будут индексами, соответственно у фосфора и кислорода. Подставляем индексы.	V II $P_2O_5$
4. Делаем проверку: сумма единиц валентности всех атомов одного элемента равна сумме единиц валентности атомов другого элемента	$5 \cdot 2 = 2 \cdot 5$ ; $10 = 10$ , формула $P_2O_5$ составлена правильно

### Вопросы и задания

1. Определите валентность элементов в соединениях:  
 $P_2O_5$ ,  $N_2O_3$ ,  $PH_3$ ,  $HBr$ ,  $CH_4$ ,  $PbO_2$ ,  $NH_3$ ,  $SiH_4$ ,  $CO_2$ .
2. Назовите элемент, который в соединении с кислородом имеет максимальную валентность:  $SO_2$ ,  $K_2O$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $MgO$ .
3. Напишите формулы соединений: а) углерода (IV) с хлором (I); б) кальция (II) с кислородом (II); в) алюминия (III) с серой (II); г) кремния (IV) с кислородом (II).

### 1.6 Химические реакции. Химические уравнения

#### Новые слова и словосочетания

закон	law, rule	loi
исходный	initial	initial
конечный	final	finale
продукт (реакции)	product (of reaction)	produit
реагент	reagent	réactif de
сохранение	saving	préservation
схема	diagram, scheme	schéma
химическая реакция	chemical reaction	réaction chimique
химическое уравнение	chemical equation	équation chimique

**Химическая реакция** – это процесс превращения одних веществ в другие вещества.

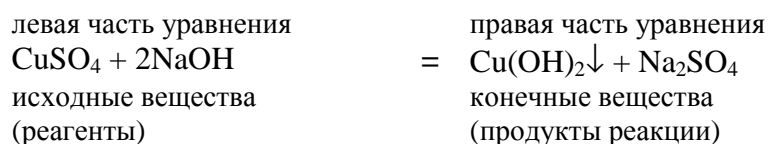
**Химическое уравнение** – изображение (показ) химической реакции при помощи химических формул и математических знаков.

Химическое уравнение показывает, какие вещества и в каких количествах вступили в реакцию и образовались в результате этой реакции.

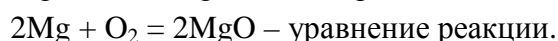
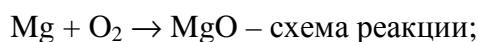
В результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (химическое превращение), в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции. Поскольку число атомов каждого элемента до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Именно этим объясняется **закон сохранения массы веществ** – один из главных законов природы, который был установлен русским ученым М. В. Ломоносовым: **масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции.**

Закон сохранения массы вещества является основой для составления уравнений химических реакций и проведения расчетов по этим уравнениям.

Химические реакции записывают с помощью химических уравнений и схем, содержащих формулы исходных веществ (левая часть уравнения) и продуктов реакции (правая часть уравнения):

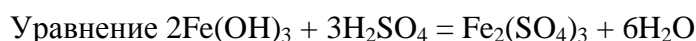


В химических уравнениях, в отличие от схем, число атомов каждого элемента одинаково в левой и правой частях, что соответствует закону сохранения массы веществ. Это достигается расстановкой коэффициентов перед формулами веществ:



В схеме реакции между левой и правой частями ставят стрелку ( $\rightarrow$ ), а в химическом уравнении – знак равенства ( $=$ ).

Приведенное уравнение читают так: два-магний плюс о-два равняется два-магний-о.



читается так: два-феррум-о-аш-трижды плюс три-аш-два-эс-о-четыре равняется феррум-два-эс-о-четыре-трижды плюс шесть-аш-два-о.

Процесс составления химических уравнений включает три этапа, которые приведены в таблице 3.

Таблица 3 – Алгоритм составления уравнения химической реакции

Правила составления уравнения химической реакции	Уравнение химической реакции между железом и хлором
1	2
1. Составить схему взаимодействия: записать слева формулы веществ, вступивших в реакцию (реагенты), а справа – веществ, получившихся в результате реакции (продукты реакции), соединив их по смыслу знаками "+" и "→".	1. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$  Два простых вещества Fe и $\text{Cl}_2$ вступают в реакцию (реагенты) и получается одно сложное вещество (продукт реакции) $\text{FeCl}_3$ .

1	2
2. Подобрать коэффициенты к формулам веществ так, чтобы число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения было одинаковым.	2. а) уравнивать число атомов хлора, поставив коэффициент 2 перед формулой $\text{FeCl}_3$ и коэффициент 3 перед формулой $\text{Cl}_2$ ;  б) уравнивать число атомов железа, поставив коэффициент 2 перед формулой $\text{Fe}$ :  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ .
3. Проверить равенство числа атомов ( $n$ ) каждого элемента в левой и правой частях уравнения и поставить знак равенства ("=").	$n(\text{Cl}) = 3 \cdot 2 = 6$ (левая часть уравнения) $n(\text{Cl}) = 2 \cdot 3 = 6$ (правая часть уравнения) $n(\text{Fe}) = 2 \cdot 1 = 2$ (левая часть уравнения) $n(\text{Fe}) = 2 \cdot 1 = 2$ (правая часть уравнения) уравнение $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ составлено правильно

### Вопросы и задания

1. Что такое химическая реакция?
2. Изменяется ли масса атома при химических реакциях?
3. Изменяется ли число атомов при химических реакциях?
4. Что показывает химическое уравнение?
5. Что содержит: а) левая, б) правая часть уравнения?
6. Что показывает: а) индекс, б) коэффициент?
7. Расставьте коэффициенты в схемах реакций, прочитайте уравнения:
  - а)  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ ;
  - б)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
  - г)  $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ ;
  - д)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

### 1.7 Основные законы химии

#### Новые слова и словосочетания

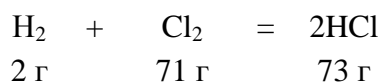
избыток	excess	excès
качественный	qualitative	qualitatif
количественный	quantitative	quantitatif
относительная	relative density	densité relative
плотность		
порошок	powder	poudre
постоянный	constant	constant
происхождение	origin	origine
состав	composition	composition
содержать	to contain	contenir
эквивалент	equivalent	équivalent

**Закон сохранения массы** (сформулировал русский ученый М. В. Ломоносов, 1748 г.): *масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции.*

Закон сохранения массы является частным случаем общего закона природы – закона сохранения материи и энергии. На основании этого закона химические процессы можно отобразить с помощью уравнений химических реакций, используя химические формулы веществ и стехиометрические коэффициенты.

Стехиометрический коэффициент – коэффициент, стоящий перед символом или формулой вещества в химическом уравнении, отражающий относительное количество (число молей) участвующих в реакции веществ.

Например,



**Закон постоянства состава** впервые сформулировал французский ученый Ж. Пруст (1808 г): *любое химически чистое вещество всегда имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способов его получения.*

Например, малахит, добываемый в Сибири и в Испании, имеет одинаковый состав. Вода природного происхождения и вода, полученная в результате химической реакции, имеет одинаковый состав. Атомно-молекулярное учение позволяет объяснить закон постоянства состава: поскольку атомы имеют постоянную массу, то и массовый состав вещества в целом постоянен. Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

*Пример:* CuS –сульфид меди.  $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = A_r(\text{Cu}) : A_r(\text{S}) = 64 : 32 = 2 : 1$

Чтобы получить сульфид меди (CuS), необходимо смешать порошки меди и серы в массовых отношениях 2 : 1. Если взятые количества исходных веществ не соответствуют их соотношению в химической формуле соединения, одно из них останется в избытке. Например, если взять 3 г меди и 1 г серы, то после реакции останется 1 г меди, который не вступил в химическую реакцию.

Вещества немолекулярного строения (состоят из атомов, ионов) не обладают строго постоянным составом. Их состав зависит от условий получения.

**Закон кратных отношений** (сформулировал английский ученый Дж. Дальтон, 1803): *если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа.*

Например, углерод образует с кислородом два соединения: CO и CO<sub>2</sub>. Подсчитаем массу кислорода, соединяющуюся с одним и тем же количеством углерода при образовании CO и CO<sub>2</sub>. Для этого разделим друг на друга величины, выражающие содержание кислорода и углерода в том и в другом оксидах.  $A_r(\text{C}) = 12$ ,  $A_r(\text{O}) = 16$ . Мы получим, что на одну единицу массы углерода в молекуле CO приходится  $16/12 = 1,33$  единиц массы кислорода, а в молекуле CO<sub>2</sub>  $32/12 = 2,66$  единиц массы кислорода, то

есть ровно в 2 раза больше. Таким образом, на одну массовую часть С приходится разные массовые части О, относящиеся между собой как 1:2.

**Закон Авогадро** (сформулировал итальянский учёный А. Авогадро, 1811 г.): *в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.*

Закону Авогадро подчиняются только газы.

**Следствия из закона Авогадро.**

**Первое следствие:** *одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.* Так,  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (1 моль) любого газа и любой смеси газов при нормальных условиях (н.у.) занимают объём равный 22,4 л. Этот объём называется молярным объёмом и обозначается  $V_M$ . Молярный объём – это постоянная величина для веществ – газов при нормальных условиях:

$$V_M = V/n = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Нормальным условиям (н.у.) соответствует давление  $P = 1 \text{ атм}$  (101325 Па) и температура  $t = 0^\circ\text{C}$ .

Взаимосвязь молярной массы ( $M$ ), молярного объёма ( $V_M$ ), числа Авогадро ( $N_A$ ) и количества вещества ( $n$ ):

$$n = V / V_M = N / N_A = m / M.$$

**Второе следствие:** *отношение масс одинаковых объёмов двух газов есть величина постоянная для данных газов.* Эта постоянная величина называется относительной плотностью газа и обозначается  $D$ . Так как молярные объёмы всех газов одинаковы (первое следствие закона Авогадро), то отношение молярных масс любой пары газов также равна этой постоянной:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D,$$

где  $M_1$  и  $M_2$  – молярные массы двух газообразных веществ.

Величина  $D$  определяется экспериментально как отношение масс одинаковых объёмов исследуемого газа ( $M_1$ ) и эталонного газа с известной молекулярной массой ( $M_2$ ). По величинам  $D$  и  $M_2$  можно найти молярную массу исследуемого газа:

$$M_1 = D \cdot M_2.$$

Обычно плотность газов определяют по отношению к водороду ( $M_{\text{вод.}} = 2$ ) и воздуху ( $M_{\text{возд.}} = 29$ ).

**Закон объёмных отношений** (сформулировал французский ученый Ж. Л. Гей-Люссак, 1808 г.): *при одинаковых давлении и температуре объёмы газов, вступающих в химическую реакцию, и объёмы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа.*

Например, при взаимодействии 2 объёмов водорода и 1 объёма кислорода образуются 2 объёма водяного пара:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ , то есть  $2V : 1V : 2V$ .

**Закон эквивалентов** (установлен Рихтером (1793), окончательно сформулирован Дальтоном (1803): *химические элементы соединяются друг с другом, а вещества реагируют и образуются в эквивалентных количествах. Или: массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентам.*

Основные законы химии сведены в таблице 4.

Таблица 4 – Основные законы химии

Формулировка закона	Автор и год открытия	Примечания
<b>Закон сохранения массы</b>		
Масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции	Русский ученый М. В. Ломоносов (1748 г.)	Например, $\begin{array}{ccccccc} \text{H}_2 & + & \text{Cl}_2 & = & 2\text{HCl} \\ 2 \text{ г} & & 71 \text{ г} & & 73 \text{ г} \end{array}$
<b>Закон постоянства состава</b>		
Любое химически чистое вещество всегда имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способов его получения	Французский ученый Ж. Пруст (1808 г.)	Например, малахит, добываемый в Сибири и в Испании, имеет одинаковый состав
<b>Закон эквивалентов</b>		
Массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентам.	Немецкий химик И. Рихтер (1792 – 1794 г.)	Химический эквивалент элемента – это количество элемента или вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество его атомов в химических реакциях
<b>Закон кратных отношений</b>		
Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа	Английский химик Дж. Дальтон (1803 г.)	Например, в соединениях CO и CO <sub>2</sub> на одну массовую часть C приходятся разные массовые части O, которые относятся между собой как 1 : 2
<b>Закон объемных отношений</b>		
При одинаковых давлении и температуре объемы газов, вступающих в химическую реакцию, и объемы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа	Французский ученый Ж. Л. Гей-Люссак (1808 г.)	Например, $\begin{array}{ccccccc} \text{H}_2 & + & \text{Cl}_2 & = & 2\text{HCl} \\ 1V & : & 1V & : & 2V \end{array}$
<b>Закон Авогадро</b>		
В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул	Итальянский учёный А. Авогадро (1811 г.)	Постоянная (число) Авогадро: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ Молярный объем: $V_M = 22,4 \text{ л / моль}$

## Вопросы и задания

1. Сформулируйте закон Авогадро.
2. Подчиняются ли закону Авогадро: а) газы; б) жидкие вещества; в) твердые вещества ?
3. Что показывает число Авогадро  $N_A$  ?
4. Что называют молярным объемом ? В каких единицах его выражают ?
5. Что называют относительной плотностью газа ?
6. Какой объем занимают 5 моль  $O_2$  при н.у. ?
7. Какое количество вещества содержит кислород объемом 0,224 л при н.у. ?
8. Какой объем займут 64 г газа  $SO_2$  при н.у. ?
9. В каком объеме содержится  $3 \cdot 10^{23}$  молекул водорода  $H_2$  при н.у. ?
10. Найдите массу (н.у.): а) 6 л  $O_3$ ; б) 14 л газа  $H_2S$  ?

### 1.8 Вычисления по химическим формулам и уравнениям

#### Новые слова и словосочетания

вычислить	to calculate	calculer
определить	to define	définir
пропорциональность	proportionality	proportionnalité
рассчитать	to calculate, to estimate	calculer
расчеты	calculations, computation	calculs

По химическим формулам можно вычислить:

- относительную молекулярную массу вещества;
- массовую долю каждого элемента в веществе;
- массу вещества, если известна масса одного элемента, который входит в состав вещества;
- массу одного элемента, который входит в состав вещества, если известна масса вещества.

Расчеты по химическим уравнениям (стехиометрические расчеты) основаны на законе сохранения массы веществ.

При расчетах по химическим уравнениям нужно помнить, что:

- пропорциональность масс веществ, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, не зависит от единиц массы (граммы, килограммы, тонны);
- коэффициенты в химических уравнениях показывают не только число молекул вещества, но и количество молей этого вещества;
- коэффициенты, которые стоят перед молекулами газообразных веществ в уравнении реакции показывают не только отношение молей этих веществ, но и отношение их объемов.

### Примеры решения задач

**Пример 1.** Вычислите массу железа, которое содержится в оксиде железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  массой 320 кг.

Дано: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 320 \text{ кг}$ $m(\text{Fe}) - ?$
--

Решение.

1. Определим количество вещества  $n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}$$

Рассчитаем молярную массу вещества  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ кг/моль}.$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{320}{0,16} = 2 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

2. Определим  $n(\text{Fe})$ , которое содержится в  $2 \cdot 10^3$  моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

1 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  содержит 2 моль Fe

$$2 \cdot 10^3 \text{ моль } \text{Fe}_2\text{O}_3 - x; x = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

$$n(\text{Fe}) = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

3. Определим массу железа  $m(\text{Fe})$ , которая соответствует  $4 \cdot 10^3$  моль Fe:

$$m(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe}) = 0,056 \text{ кг/моль} \cdot 4 \cdot 10^3 \text{ моль} = 224 \text{ кг}.$$

Ответ:  $m(\text{Fe}) = 224 \text{ кг}$ .

**Пример 2.** Сколько литров газообразного  $\text{SO}_3$  и сколько воды необходимо для получения 100г серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  по реакции:



Дано: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) - ?$ $V(\text{SO}_3) - ?$	Решение. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ 1 моль      1 моль      1 моль $V - ?$ $m - ?$ 100г
--	--

Коэффициенты в химическом уравнении показывают не только число молекул вещества, но и количество моль этого вещества.

Из данного уравнения следует, что при взаимодействии 1 моль  $\text{SO}_3$  с 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  образуется 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Рассчитаем количество вещества  $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$ :

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)};$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{100}{98} = 1,02 \text{ моль}.$$



Очевидно, что  $\text{SO}_3$  для реакции требуется тоже 1,02 моль. Если  $n(\text{SO}_3) = 1,02$  моль, то  $V_M = \frac{V}{n}$ ;  $V = V_M \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,02 \text{ моль} = 22,85 \text{ л}$ .

Воды требуется тоже 1,02 моль. Если  $n(\text{H}_2\text{O}) = 1,02$  моль, то

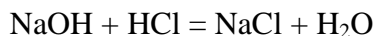
$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O});$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,02 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 18,4 \text{ г}.$$

Ответ:  $V(\text{SO}_3) = 22,85 \text{ л}$ ;  $m(\text{H}_2\text{O}) = 18,4 \text{ г}$ .

**Пример 3.** Для проведения химической реакции



взяли 4 г вещества NaOH и 10,5 г вещества HCl. Вычислите массы продуктов реакции.

Дано:	Решение.						
$m(\text{NaOH}) = 4 \text{ г}$	NaOH	+	HCl	=	NaCl	+	H <sub>2</sub> O
$m(\text{HCl}) = 10,5 \text{ г}$	4 г		10,5 г		? г		? г
<hr/>							
$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$							
$m(\text{NaCl}) - ?$							

Рассчитаем количество моль исходных веществ:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{4 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{10,5 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

	NaOH	+	HCl	=	NaCl	+	H <sub>2</sub> O
соотношение молей, согласно уравнению	1 моль		1 моль		1 моль		1 моль
взято для реакции	0,1 моль		0,3 моль		—		—
после реакции	—		0,2 моль		0,1 моль		0,1 моль

Согласно уравнению химической реакции продуктов (NaCl и H<sub>2</sub>O) должно получиться по 0,1 моль, а 0,2 моль HCl останутся неизрасходованными, т. е. вещество HCl было взято в избытке. Расчёты по химическим уравнениям проводят только по веществу, которое полностью вступило в реакцию. В данном случае таким веществом является NaOH.

$$\text{Следовательно, } m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 58 \text{ г/моль} = 5,8 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(\text{NaCl}) = 5,8 \text{ г}$ ;  $m(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \text{ г}$ .

### Вопросы и задания

1. В каком агрегатном состоянии должно находиться вещество, чтобы оно подчинялось закону Авогадро?
2. Что показывает число Авогадро  $N_A$ ?
3. Что называют молярным объемом газа? В каких единицах его выражают?
4. Вычислите массу вещества  $MgO$ , в котором содержится 400 кг магния.
5. При горении серы в кислороде образуется оксид серы (VI):  
 $S + O_2 \rightarrow SO_3$ , если  $n(S) = 4$  моль, чему равно: а)  $n(O_2)$ ; б)  $n(SO_3)$ ; в)  $m(SO_3)$ ?
6. Какая масса углерода  $C$  сгорела, если в результате реакции  $C + O_2 \rightarrow CO$  получили оксид углерода (II)  $CO$  объемом 5,6 л (н.у.)? Какой объем кислорода  $O_2$  (н.у.) вступил в реакцию?
7. Определите массу вещества  $MgCl_2$ , которое образуется в результате реакции  $HCl + MgO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$ , если масса вещества  $HCl$  равна 18,25 г, а масса вещества  $MgO$  равна 4 г.

### Тестовые задания к теме 1

#### Основные понятия и законы химии

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Химические явления – это явления, в результате которых:  
а) новые вещества не образуются;  
б) образуются новые вещества с новыми свойствами;  
в) образуются только жидкие вещества;  
г) образуются только твердые вещества.
2. Физические явления – это явления, в результате которых:  
а) образуются новые вещества с новыми свойствами;  
б) новые вещества не образуются;  
в) образуются новые вещества с отдельными новыми свойствами;  
г) образуется только одно новое вещество.
3. Самая маленькая частица вещества, которая сохраняет химические свойства данного вещества – это:  
а) электрон;  
б) ион;  
в) молекула;  
г) атом.
4. Химический элемент – это:  
а) одинаковый вид атомов;  
б) разные виды атомов;  
в) одинаковый вид молекул;  
г) разные виды молекул.
5. Каждый химический элемент имеет:  
а) только свой химический знак (символ);  
б) только свое название;

- в) свой химический знак (символ) и название;
- г) химическую формулу.

6. Простые вещества состоят из:

- а) атомов одного элемента;
- б) только из одного атома данного элемента;
- в) только из двух атомов данного элемента;
- г) из атомов разных элементов.

7. Сложные вещества состоят из:

- а) двух атомов одного элемента;
- б) трех атомов одного элемента;
- в) атомов разных элементов;
- г) атомов одного элемента.

8. Коэффициент показывает:

- а) число атомов данного элемента в молекуле вещества;
- б) число отдельных атомов или молекул;
- в) суммарное число атомов в молекуле вещества;
- г) все ответы правильные.

9. Индекс в формуле вещества показывает:

- а) число атомов данного элемента в молекуле вещества;
- б) суммарное число атомов данного элемента в молекуле вещества;
- в) общее количество атомов;
- г) общее количество молекул.

10. Укажите ряд, который состоит только из простых веществ:

- а)  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $HCl$ ,  $F_2$ ;
- б)  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Na$ ;
- в)  $CuSO_4$ ,  $NaCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CaO$ ;
- г)  $O_3$ ,  $Cu$ ,  $SiO_2$ ,  $O_2$ .

11. Укажите ряд, который состоит только из сложных веществ:

- а)  $H_2O$ ,  $H_2$ ,  $Fe$ ,  $C$ ;
- б)  $K$ ,  $HNO_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_2$ ;
- в)  $H_2SO_4$ ,  $CaO$ ,  $CuCl_2$ ,  $PbO_2$ ;
- г)  $FeSO_4$ ,  $H_2$ ,  $HNO_3$ ,  $O_2$ .

12. Молярная масса вещества – это масса одного моля, которую выражают:

- а) в литрах (л);
- б) в граммах (г);
- в) в граммах на литр (г/л);
- г) в граммах на моль (г/моль).

13. Количество вещества ( $n$ ) – это физическая величина, которая определяет:

- а) массу 1 моль вещества;
- б) число однотипных структурных единиц данного вещества (атомов, молекул, ионов или любых других частиц);

- в) относительную молекулярную массу вещества;
- г) число химических элементов в молекуле вещества.

14. Любое вещество количеством 1 моль содержит:

- а)  $\frac{1}{12}m(\text{C})$ ;
- б) 12 г углерода;
- в)  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных частиц;
- г)  $6,02 \cdot 10^{-23}$  г углерода.

15. Между количеством вещества, массой вещества и молярной массой вещества существует зависимость, которая выражается уравнением:

- а)  $M = \frac{n}{m}$ ; б)  $n = \frac{m}{M}$ ; в)  $m = \frac{M}{n}$ ; г)  $n = m \cdot M$ .

16. Валентность – это способность атомов данного элемента:

- а) присоединять определенное число атомов других элементов;
- б) присоединять любое число атомов других элементов;
- в) присоединять один атом другого элемента;
- г) не присоединять атомы других элементов.

17. Элемент (Э), валентность которого равна шести (VI) образует оксид состава:

- а)  $\text{ЭO}_3$ ; б)  $\text{Э}_2\text{O}_6$ ; в)  $\text{Э}_2\text{O}_3$ ; г)  $\text{ЭO}_6$ .

18. Укажите, в каком случае сера имеет одинаковую валентность в каждом из двух соединений:

- а)  $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$ ;
- б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ;
- в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{SO}_3$ ;
- г)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

19. Химическое уравнение показывает:

- а) какие вещества и в каких количествах вступили в реакцию;
- б) какие вещества и в каких количествах вступили в реакцию и образовались в результате реакции;
- в) какие вещества и в каких количествах образовались в результате реакции;
- г) какие вещества не вступили в реакцию.

20. Число атомов каждого элемента до и после реакции:

- а) увеличивается;
- б) не изменяется;
- в) уменьшается;
- г) изменяется.

21. При химических реакциях массы атомов элементов:

- а) уменьшаются;
- б) увеличиваются;
- в) не изменяются;
- г) изменяются.

## 2. Периодический закон и периодическая система элементов

### Д. И. Менделеева. Строение атома

#### 2.1 Периодический закон и периодическая система

##### химических элементов

##### Новые слова и словосочетания

вертикальный	vertical	vertical
горизонтальный	horizontal	horizontal
группа	group	groupe
незавершенный	incomplete	incomplète
определенный	certainб, specific	certain
отражение	reflection	réflexion
период	period	période
периодическая система	periodic system	système périodique
периодический закон	periodic law	loi périodique
подгруппа	sub-group	sous- groupe
ряд	row, series	série
свойство	property	propriété

Периодический закон – один из основных законов природы и важнейший закон химии. Он был открыт в 1869 г. русским ученым Д. И. Менделеевым. Обнаружив связь между свойствами химических элементов и их атомными массами, Д. И. Менделеев сформулировал **Периодический закон**: *свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элемента.*

На основании Периодического закона Д. И. Менделеев составил периодическую систему элементов, графическим отражением которой является периодическая таблица. Современная периодическая система содержит 118 открытых на сегодняшний день химических элементов. Каждый химический элемент занимает в периодической таблице строго определенное место, имеет свой порядковый номер и название.

Например, рассмотрим элемент магний:

<b>12</b>	← порядковый номер (атомный номер)
<b>Mg</b>	← символ элемента
<b>24.305</b>	← атомная масса
<b>МАГНИЙ</b>	← название элемента

Периодическая система состоит из периодов и групп.

**Период** – это горизонтальный ряд химических элементов. В периодической системе семь периодов. Номер периода обозначен арабскими цифрами. Первый, второй и третий периоды (1, 2, 3) состоят из одного ряда и называются малыми, так как они содержат 2 или 8 элементов:

1-й период – H, He – 2 элемента;

2-й период – Li, Be, B, C, N, O, F, Ne – 8 элементов;

3-й период – Na, Mg ... Ar – 8 элементов.

Четвертый, пятый и шестой периоды (4, 5 и 6) состоят из двух рядов и называются большими. Седьмой период (7) состоит из одного ряда (незавершенный).

**Группа** – это вертикальный ряд химических элементов. В периодической системе восемь групп. Номер группы обозначен римскими цифрами (I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII). Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной (А-подгруппа) и побочной (В-подгруппа).

В главную подгруппу (А) входят элементы малых и больших периодов.

В побочную подгруппу (В) входят элементы только больших периодов.

Например, в первой группе (I):

главная подгруппа (I A): H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;

побочная подгруппа (I B): Cu, Ag, Au.

Итак, каждый химический элемент периодической системы имеет свой адрес: период, группу, подгруппу, порядковый номер.

Например, бром Br – это химический элемент 4-го периода VII группы, главной подгруппы, порядковый номер 35.

### Вопросы и задания

1. Что называется периодом? Сколько периодов в периодической таблице?
2. Какие периоды называются малыми и какие большими?
3. Что называется группой? Сколько групп в периодической таблице?
4. Из каких подгрупп состоит каждая группа?
5. Опишите положение элементов в периодической таблице Д. И. Менделеева (номера элементов 6, 16, 26).

## 2.2 Строение атома

### Новые слова и словосочетания

атом	atom	atome
двигаться	to move	déplacer
заряд	charge	charge
изотоп	isotope	isotope
нейтрон	neutron	neutron
округлять	to round off	tour
определять	to define	définir
отрицательный	negative	négatif
положительный	positive	positif
протон	proton	proton
сосредоточить	to concentrate	concentrer
характеристика	characterization, feature	caractérisation
электрон	electron	électron
элементарная частица	elementary particle	particule élémentaire
ядро	nucleus	noyau

Атом состоит из ядра и движущихся вокруг него электронов. В состав ядра входят протоны и нейтроны. Таким образом, свойства атома определяются природой трех элементарных частиц.

Протон ( $p^+$ ) – это элементарная положительно заряженная частица, масса которой равна 1 а. е. м.

Нейтрон ( $n^0$ ) – это электронейтральная (не имеет электрического заряда) элементарная частица, масса которой приблизительно равна массе протона.

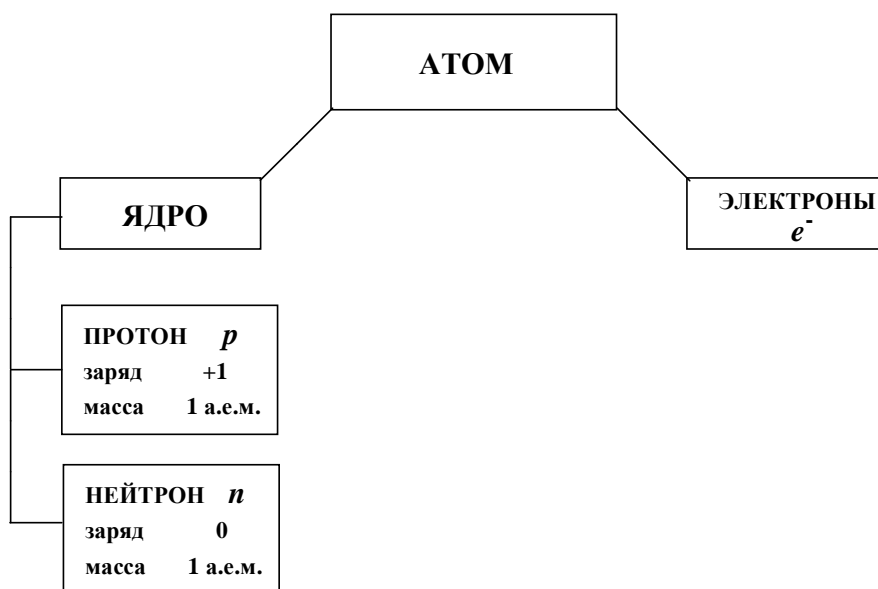
Электрон ( $e^-$ ) – это элементарная отрицательно заряженная частица, масса которой в 1836 раз меньше массы протона или нейтрона.

В таблице 5 приведены характеристики элементарных частиц, входящих в состав атома.

Таблица 5 – Характеристики элементарных частиц

Название частицы	Символ	Заряд (относительная единица)	Масса	
			кг	а.е.м.
Протон	$p^+$	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Нейтрон	$n^0$	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,0087
Электрон	$e^-$	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,0005486

Строение атома определяет положение элемента в периодической системе.



Атом состоит из ядра (оно имеет положительный заряд) и электронов (они имеют отрицательный заряд). В целом атом электронейтрален (не имеет заряда).

Положительный заряд ядра атома равен порядковому номеру химического элемента.

Масса атома равна сумме масс всех частиц, которые входят в состав атома. Так как масса электронов очень мала, можно считать, что масса атома определяется массой его протонов и нейтронов. Протоны и нейтроны образуют ядро, следовательно, в ядре сосредоточена почти вся масса атома. Общее число протонов и нейтронов называется *массовым числом* ( $A$ ). Оно равно численному значению относительной атомной массы элемента. При определении массового числа ядра атома необходимо округлять атомную массу, указанную в периодической системе. Так поступают потому, что массы протона и нейтрона – практически целые числа, а массой электронов можно пренебречь ( $A$  – целое число).

Поскольку химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра, то около символа элемента указывают следующие его характеристики:  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ .

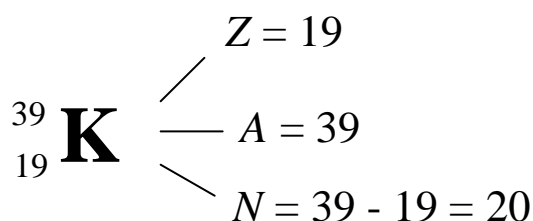
По этим данным можно определить состав ядра и количество электронов в атоме.

Заряд ядра, которое состоит из протонов и нейтронов, определяют протоны. Число протонов равно заряду ядра атома, а значит и порядковому номеру ( $Z$ ) элемента в периодической таблице. Так как атом – нейтральная частица, то число электронов равно числу протонов, а это значит, что **порядковый номер определяет заряд ядра, число протонов и число электронов в атоме**. Массовое число ( $A$ ) равно сумме числа протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ):

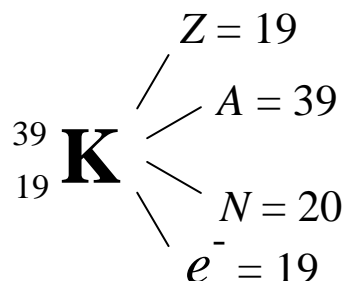
$$A = Z + N$$

Например, калий К: порядковый номер – 19; количество протонов – 19; заряд ядра – (+19); количество электронов – 19; количество нейтронов – 20.

Состав ядра:



Состав атома:



Атомы одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов), но разные массовые числа (разное число нейтронов), называются *изотопами*. Например:  ${}^{16}_8\text{O}$ ,  ${}^{17}_8\text{O}$ ,  ${}^{18}_8\text{O}$ .

Атомная масса элемента в периодической системе равна среднему арифметическому значению масс всех его изотопов с учётом их распространённости в природе.

Так, природный хлор – это смесь 77,35 % изотопа  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  и 22,65 % изотопа  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ .

Поэтому  $Ar(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453$ .

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы. Значит, химические свойства элементов зависят от заряда ядра атома, а не от его атомной массы. *Заряд ядра атома – главная характеристика элемента. Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.*

**Современная формулировка Периодического закона:** *свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.*

### Вопросы и задания

1. Какие частицы входят в состав: а) атома; б) ядра? Укажите их название, символ, заряд, массу.
2. Чему равен заряд ядра атома?
3. Что показывает порядковый номер элемента?



4. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в атомах азота, хлора, марганца.
5. Вычислите число нейтронов в ядре атома, если  $A = 190$ , порядковый номер элемента равен 76.
6. Что такое изотопы?
7. Что является главной характеристикой элемента?
8. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра изотопов  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{38}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ar}$ ?
9. Ядро атома элемента Э содержит 45 нейтронов,  $Ar(\text{Э}) = 79,9$ . Определите порядковый номер элемента. Назовите элемент.

### 2.3 Состояние электрона в атоме. Квантовые числа

#### Новые слова и словосочетания

волна	wave	vague
выгодно	favorable	utilement
главное	principal	principal
двойственный	dual	dual
значение	value	valeur
испускание	emission	émissions
квант	quantum	quantum
квантовое	quantum	quantique
магнитное	magnetic	magnétique
направление	direction	la direction
орбиталь	orbital	orbitale
орбитальное квантовое число	angular momentum quantum number, azimuthal quantum number	nombre quantique orbital
ориентация	orientation	orientation
плотность	density	densité
поглощение	absorption	absorption
подуровень	sub – level	sous - niveau
принимать	to accept, to take	prendre
пространство	space, area	espace
противоположный	opposite	oppose
расположение	location	emplacement
совпадать	to match	égaler
спин	spin	spin
спиновое	spin	de spin
увеличение	increase	accroissement
уровень	level	niveau
характеризовать	to characterize	caractériser
частица	particle	particule
число	number	number
электрический заряд	electric charge	La charge électrique
электронное облако	electron cloud	nuage d'électrons

Электрон является элементарной частицей, поведение которой подчиняется законам квантовой механики. В 1924 году французский физик Луи де Бройль установил *двойственную природу электрона*: электрон – частица и волна.

Согласно квантово-механической теории, электроны, двигаясь в атоме, образуют так называемое электронное облако с определенной плотностью электрического заряда в каждой точке. Электронное облако – это модель состояния электрона в атоме.

Область пространства вокруг атомного ядра, где энергетически выгоднее всего находиться электрону (вероятность нахождения электрона максимальна), называется *орбиталью*.

*Атомная орбиталь* (АО) – геометрическое представление о движении электрона в атоме. Такое особое название (не орбита, а орбиталь) отражает тот факт, что движение электрона в атоме отличается от классического движения по траектории и описывается законами квантовой механики.

Энергетическое состояние электрона в атоме характеризуется набором четырех квантовых чисел:  $n, l, m_l, m_s$ .

Квантовые числа  $n, l, m_l, m_s$  точно характеризуют поведение электрона в атоме водорода. Для многоэлектронных атомов точного решения квантовая механика не дает. Законы движения электронов в квантовой механике описываются уравнением Шредингера, которое играет в квантовой механике такую же роль, какую законы Ньютона – в классической механике. Поскольку электрон обладает свойствами частицы и волны одновременно, то его движение можно описать с помощью некой волновой функции  $\Psi$ . Физический смысл волновой функции  $\Psi(x, y, z)$  заключается в том, что квадрат этой функции  $|\Psi(x, y, z)|^2$  пропорционален вероятности нахождения электрона в точке пространства с координатами  $x, y, z$ .

**1. Главное квантовое число  $n$**  определяет энергию электрона в атоме и степень удаления его от ядра; оно может принимать значения от 1 до  $\infty$  (только целые, положительные числа). Чем меньше  $n$ , тем больше энергия взаимодействия электрона с ядром (тем ближе к ядру находится электрон). Электроны с одним и тем же значением  $n$  образуют энергетический уровень. Число уровней, на которых находятся электроны, совпадает с номером периода, в котором располагается элемент в периодической системе. Номера этих уровней обозначают цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (реже – буквами  $K, L, M, N, O, P, Q$ ).

**2. Орбитальное (побочное) квантовое число  $l$**  определяет форму орбитали. При данном значении  $n$  квантовое число  $l$  может принимать значения целых чисел от 0 до  $(n - 1)$ . Кроме числовых,  $l$  имеет и буквенные обозначения:

Значения орбитального квантового числа	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение	$s$	$p$	$d$	$f$	$g$

Электроны с одинаковым значением  $l$  образуют подуровень. Подуровни обозначаются буквами  $s, p, d, f, \dots$ . Первый энергетический уровень имеет один подуровень ( $s$ ), второй – два ( $s, p$ ), третий – три ( $s, p, d$ ), четвертый – четыре ( $s, p, d, f$ ) и т.д. Количество энергетических подуровней равно номеру данного энергетического уровня, т.е. значению главного квантового числа  $n$  (таблица 6).

Таблица 6 – Обозначение подуровней

Значение $n$	Значение $l$	Обозначение подуровней
1	0	$1s$
2	0, 1	$2s, 2p$
3	0, 1, 2	$3s, 3p, 3d$
4	0, 1, 2, 3	$4s, 4p, 4d, 4f$

Подуровни отличаются друг от друга энергией связи электрона с ядром.

Орбитали одного подуровня ( $l = \text{const}$ ) имеют одинаковую энергию и форму.

$s$ -орбиталь имеет сферическую форму,  $p$ -орбиталь имеет форму гантели (восьмерки),  $d$ - и  $f$ -орбитали имеют более сложные формы.

Обозначение орбитали включает номер энергетического уровня и букву, которая отвечает соответствующему подуровню:

$1s$  – один-эс орбиталь;

$3d$  – три-дэ орбиталь.

Таким образом, энергия электрона в атоме зависит не только от значения главного квантового числа  $n$ , но и от значения орбитального числа  $l$ . А это значит, что энергия электрона в атоме определяется суммой значений главного и орбитального квантовых чисел ( $n + l$ ).

**3. Магнитное квантовое число  $m_l$**  определяет расположение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля и может принимать значения целых чисел от  $-l$  до  $+l$ , в том числе значение нуль ( $-l \dots 0 \dots +l$ ). То есть  $m_l$  при данном значении  $l$  будет иметь  $(2l + 1)$  значений. Так, при  $l = 0$  (это  $s$ -орбиталь)  $m_l = 0$ . Это значит, что  $s$ -орбиталь имеет одинаковую ориентацию относительно трех осей координат (Рис. 1, а). При  $l = 1$  ( $p$ -орбиталь)  $m_l$  может принимать три значения:  $-1, 0, +1$ . Это значит, что могут быть три  $p$ -орбитали ( $p_x, p_y, p_z$ ) с ориентацией по координатным осям  $x, y, z$  (Рис. 1, б). При  $l = 2$  ( $d$ -орбиталь)  $m_l$  может принимать пять значений:  $-2, -1, 0, +1, +2$ . Это значит, что может быть пять  $d$ -орбиталей и так далее.

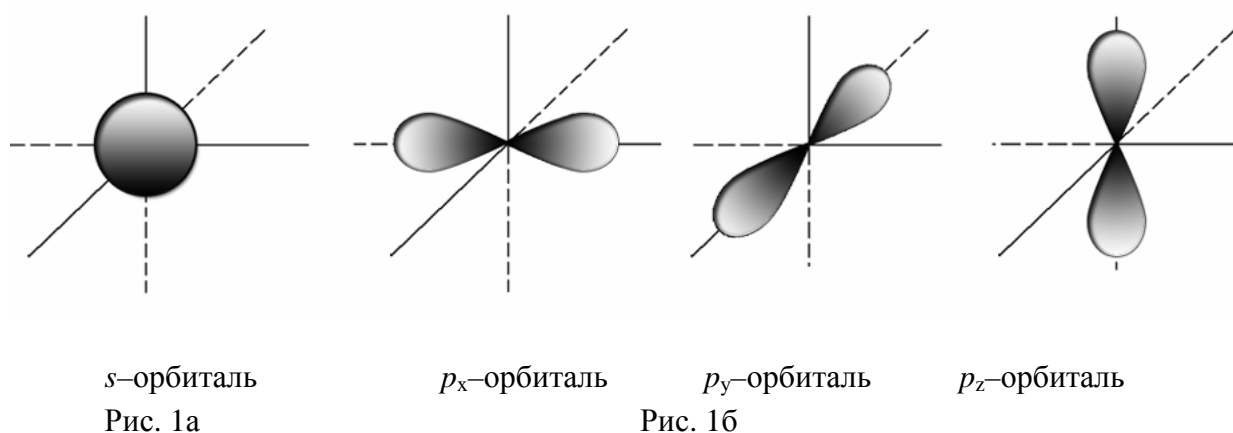

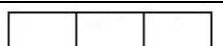






Рис. 1 – Изображение атомных орбиталей

Магнитное квантовое число определяет число орбиталей на подуровне, которое равно числу значений  $m_l$ . Орбитали изображают в виде энергетических ячеек, число которых на данном подуровне определяется числом значений магнитного квантового числа:  $m_l = 2l + 1$  (таблица 7).

Таблица 7 – Число орбиталей на подуровне

Значения орбитального квантового числа $l$ (энергетический подуровень)	Возможные значения магнитного квантового числа $m_l$	Число орбиталей с данным значением $l$ (на данном подуровне)	Условное изображение орбиталей
0 ( $s$ )	0	1	
1 ( $p$ )	-1, 0, +1	3	
2 ( $d$ )	-2, -1, 0, +1, +2	5	
3 ( $f$ )	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	

**4. Спиновое квантовое число  $m_s$**  может принимать только два значения  $+1/2$  и  $-1/2$ . Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона, который называют спином (от англ. *spin* – веретено). Для обозначения электронов с различными спинами используют символы:  и .

Итак, четыре квантовых числа описывают состояние электрона в атоме и характеризуют энергию электрона, его спин, форму электронного облака и его ориентацию в пространстве (таблица 8). При переходе атома из одного состояния в другое происходит перестройка электронного облака, то есть изменяются значения квантовых чисел, что сопровождается поглощением или испусканием атомом квантов энергии.

Таблица 8 – Квантовые числа

№	Название квантового числа	Символ (обозначение)	Какие значения принимает	Что характеризует (определяет)
1	Главное	$n$	$n = 1, 2, 3, \dots, 7, \dots, \infty$	Энергию электрона в атоме, удаленность электрона от ядра (размер электронного облака)
2	Орбитальное (побочное)	$l$	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$	Геометрическую форму орбитали, энергию электрона на подуровне
3	Магнитное	$m_l$	$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$	Направленность (ориентацию) электронного облака в пространстве
4	Спиновое	$m_s$	$m_s = +1/2$ $m_s = -1/2$	Способ движения (спин) электрона вокруг своей оси (собственный момент количества движения электрона в атоме)

## Вопросы и задания

1. Что такое атомная орбиталь?
2. Какие квантовые числа вы знаете?
3. Что определяет главное квантовое число? Какие значения оно принимает?
4. Что такое энергетический уровень? Какое квантовое число указывает количество энергетических уровней?
5. Что определяет орбитальное квантовое число? Какие значения оно принимает?
6. Какое квантовое число определяет количество подуровней на данном энергетическом уровне? Сколько подуровней на первом, втором, третьем энергетических уровнях?
7. Какую форму имеют *s*- и *p*-орбитали?
8. Сколько орбиталей находится на *d*-подуровне? Какое квантовое число определяет количество орбиталей на подуровне?
9. Какие значения может принимать магнитное квантовое число?
10. Какими квантовыми числами определяется энергия электрона в атоме?

## 2.4 Электронные и электронографические формулы атомов

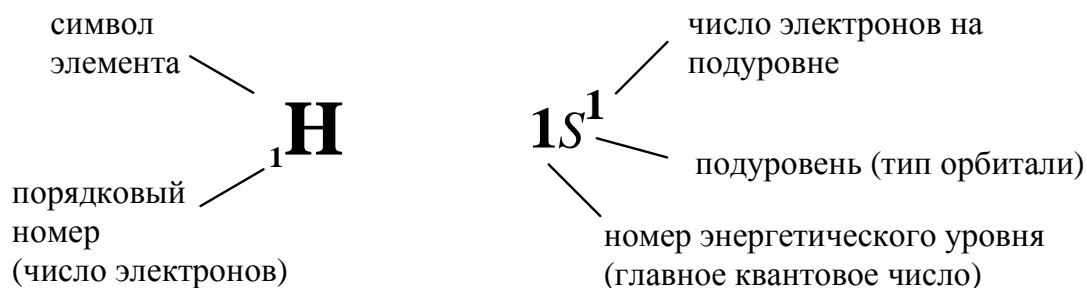
### Новые слова и словосочетания

возбужденный	excited	excité
заполнение	arrangement	remplissement
заполнять	to arrange	remplir
количество	quantity	quantité
определять	to define	definir
определять	to define	definir
последовательность	sequence	séquence
порядковый	ordinal	ordinal
принцип	principle	principe
противоположно направ- ленный	opposite directed	dirigée à l'opposé
распределение	distribution	distribution
спаренный	paired	en couple
стабильный	stable	écurie

Строение электронных оболочек атомов записывают с помощью электронных формул.

**Электронная формула** – это форма записи электронного строения атома элемента с распределением электронов по уровням и подуровням.

Запишем электронное строение атома водорода, при этом будем использовать следующую форму записи:



Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней определяется обязательными правилами:

**1. Принцип Паули** – в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырёх квантовых чисел.

Следствием этого правила является то, что на одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположно направленными спинами:



– неспаренный электрон;



– спаренные электроны (с антипараллельными, или противоположно направленными спинами).

Используя принцип Паули, можно рассчитать максимальное число электронов на энергетическом уровне и подуровне (таблица 9).

Таблица 9 – Емкость энергетических подуровней

Подуровень	Число орбиталей	Максимальное число электронов
<i>s</i>	1	2
<i>p</i>	3	6
<i>d</i>	5	10
<i>f</i>	7	14

Очевидно, что максимальное число электронов  $N$  на энергетическом уровне выражается формулой:  $N = 2n^2$ , где  $n$  – главное квантовое число.

**2. Правило Хунда** – суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным.

Например, на  $2p$ -подуровне нужно разместить три электрона ( $2p^3$ ):



– правильно (суммарный спин равен  $3/2$ );



– неправильно (суммарный спин равен  $1/2$ ).

Стабильному состоянию электрона в атоме отвечает минимальное значение его энергии. Любое другое его состояние является возбуждённым, нестабильным, из которого электрон самопроизвольно переходит в состояние с более низким уровнем энергии. *Принцип наименьшей энергии* отражает общее правило – *максимуму устойчивости системы соответствует минимум ее энергии*.

Поэтому *последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней определяется правилом наименьшего запаса энергии (правило Клечковского)*:

**3. Первое правило Клечковского** – электроны прежде всего занимают орбитали с наименьшим уровнем энергии, то есть с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел ( $n + l$ ).

**Второе правило Клечковского** – если сумма ( $n+l$ ) двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется орбиталь, у которой  $n$  меньше.

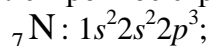
В таблице 10 приведены примеры использования правила Клечковского при заполнении электронами различных энергетических уровней и подуровней.

Таблица 10 – Последовательность заполнения электронами энергетических уровней в многоэлектронных атомах (правило Клечковского)

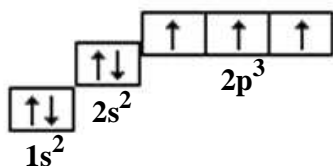
Орбиталь	1s	2s	2p	3s	4f	6s
$n + l$	1+0	2+0	2+1	3+0	4+3	6+0
	1	2	3	3	7	6
Правило Клечковского	1-е		2-е		1-е	
Орбиталь, которая заполняется первой	1s		2p		6s	

Для того, чтобы написать электронную формулу атома, необходимо знать его порядковый номер в таблице Менделеева (он соответствует числу электронов) и номер периода (указывает число энергетических уровней).

Примеры: напомним электронную формулу азота (порядковый номер семь, период – второй). В атоме азота 7 электронов размещаются на двух энергетических уровнях. Мы уже знаем, что на 1 уровне есть только один подуровень –  $s$ , и на нем могут максимально находиться два электрона:  $1s^2$ . На 2 уровне есть два подуровня –  $s$  и  $p$ :  $2s^2 2p^3$ . На втором энергетическом уровне нам надо разместить  $7 - 2 = 5$  электронов:  $2s^2 2p^3$ . Электронное строение атома азота можно записать следующей формулой:

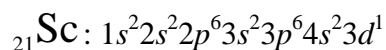


Графическая электронная формула будет иметь вид:



Три электрона на  $2p$ -подуровне распределяем так, чтобы суммарный спин был максимальным.

Напишем электронную формулу скандия Sc:



После  $3p$ -подуровня заполняется  $4s$ , а не  $3d$ -подуровень, согласно *первому правилу Клечковского*: первым заполняется тот подуровень, для которого сумма  $(n + l)$  меньше.

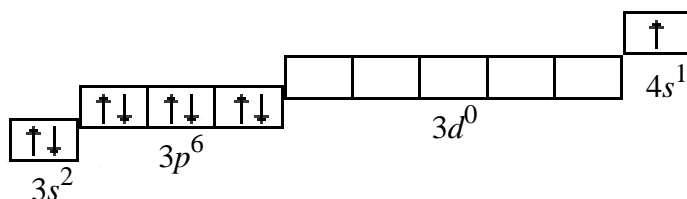
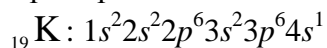
Для  $4s$ :  $n = 4, l = 0, n + l = 4$ ;

$3d$ :  $n = 3, l = 2, n + l = 5$ .

Согласно этому правилу последовательность энергетических уровней электронов в порядке возрастания их энергии такова:



Пример: составить электронную формулу атома калия.



Для  $3p$ :  $n = 3, l = 1, n + l = 4$ ;

$3d$ :  $n = 3, l = 2, n + l = 5$ ;

$4s$ :  $n = 4, l = 0, n + l = 4$ .

Первым заполняется  $3p$ -подуровень, т. к. при одинаковом значении суммы  $(n + l)$  первым заполняется подуровень с меньшим значением  $n$  (согласно *второму правилу Клечковского*), вторым –  $4s$ -подуровень и только третьим –  $3d$ -подуровень.

*Отклонения от правила Клечковского:* полностью и наполовину заполненные подуровни ( $d^{10}, d^5, f^{14}, f^7$ ) обладают повышенной устойчивостью.

${}_{24}\text{Cr}$ : должно быть  $3d^4 4s^2$ , реально –  $3d^5 4s^1$ ,

${}_{29}\text{Cu}$ : должно быть  $3d^9 4s^2$ , реально –  $3d^{10} 4s^1$ .

### Вопросы и задания

1. Напишите электронные и графические электронные формулы атомов фтора, алюминия, серы.
2. Какой подуровень в атомах заполняется раньше: а)  $3d$  или  $4p$ ; б)  $7s$  или  $5f$ ? Объясните, почему.
3. Сколько неспаренных электронов находится на  $3d$ -подуровне атома марганца?
4. Атомам каких элементов отвечают электронные формулы:  
а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ .
5. Какие из электронных конфигураций невозможны: а)  $2s^2 2p^6$ ; б)  $3s^1 3p^5$ ; в)  $4s^2 3d^{11}$ ; г)  $3s^2 3p^4 4s^2$ .
6. Сколько свободных  $d$ -орбиталей в атоме хрома?
7. Сколько электронов содержится на внешнем энергетическом уровне атомов:  
а) кремния; б) кальция; в) брома; г) калия?

## 2.5 Электронное строение атома и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

### Новые слова и словосочетания

валентный	valence	valent
вертикальный	vertical	vertical
внешний	external	extérieur
горизонтальный	horizontal	horizontal
группа	group	groupe
максимальный	maximum	maximale
определять	to define, to determine	définir
период	period	période
периодическая система	periodic system	périodique système
подгруппа	sub-group	sous- groupe
положение	location	situation
порядковый номер	atomic number	Numero d'ordre
последний	last	dernier
предпоследний	last but one	avant-dernier
период	period	période
ряд	row	série
свойство	property	propriété
система	system	système
снаружи	outside	en dehors
структура	structure	construction
энергетический уровень	energy level	le niveau d'énergie



Место химического элемента в периодической системе определяется строением его атома и свойствами. Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов. При последовательном увеличении зарядов атомных ядер периодически повторяется конфигурация электронных оболочек и, как следствие, периодически повторяются химические свойства элементов. В этом заключается физический смысл периодического закона.

Графическим отражением периодического закона является периодическая система химических элементов Менделеева. Существует несколько форм периодической системы (короткая, длинная, лестничная, спиралеобразная). Наибольшее распространение получила короткая форма. Современная периодическая система содержит 112 открытых на сегодняшний день химических элементов, каждый из которых занимает определенное место, имеет свой порядковый номер и название (в настоящее время известно 118 химических элементов, из которых официально признаны 112). В таблице выделяют горизонтальные ряды – периоды (1–3 – малые, состоят из одного ряда; 4–6 – большие, состоят из двух рядов; 7-й период – незавершенный). Кроме периодов выделяют вертикальные ряды – группы, каждая из которых подразделяется на две подгруппы (главную – А и побочную – В). Побочные подгруппы содержат элементы только больших периодов, все они проявляют металлические свойства. Элементы одной подгруппы имеют одинаковое строение внешних электронных оболочек, что обуславливает их схожие химические свойства.

Таким образом, структура периодической системы элементов определяется электронным строением атомов (таблица 11).

Таблица 11 – Электронное строение атома и периодическая система элементов

Составляющая периодической системы	Что характеризует
1	2
Порядковый номер элемента	Определяет заряд ядра атома, количество протонов в ядре и количество электронов в атоме.
Период	Горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания порядкового номера от первого $s$ -элемента ( $ns^1$ ) до шестого $p$ -элемента ( $ns^2np^6$ ). Всего периодов 7. 1-й (2 элемента), 2-й (8 элементов), 3-й (8 элементов) – малые периоды; 4-й, 5-й (по 18 элементов), 6-й (32 элемента), 7-й (19 элементов, незавершенный) – большие периоды.
Номер периода	Число энергетических уровней в атоме, заполненных электронами.
Группа	Вертикальный ряд, в котором находятся атомы химических элементов с одинаковым числом электронов на внешней орбитали.
Номер группы	Число электронов на внешней орбитали, максимальная валентность элемента, максимальная положительная степень окисления, число валентных электронов (исключения – кислород и фтор).

1	2
Подгруппа	Вертикальный ряд элементов, имеющих однотипное электронное строение (электронные аналоги).
Главная подгруппа (А-подгруппа)	Содержит элементы <i>s</i> - и <i>p</i> -электронных семейств ( <i>s</i> - и <i>p</i> -элементы), которые расположены и в больших и в малых периодах <i>s</i> -элементы – только металлы; <i>p</i> -элементы – металлы и неметаллы.
Побочная подгруппа (В-подгруппа)	Содержит элементы <i>d</i> -электронных семейств ( <i>d</i> -элементы). В побочных подгруппах находятся элементы только больших периодов, только металлы.
<i>s</i> -элементы	Заполняется <i>s</i> -подуровень последнего энергетического уровня ( <i>ns</i> )
<i>p</i> -элементы	Заполняется <i>p</i> -подуровень последнего энергетического уровня ( <i>np</i> )
<i>d</i> -элементы	Заполняется <i>d</i> -подуровень предпоследнего (второго снаружи) энергетического уровня ( <i>(n-1)d</i> )
<i>f</i> -элементы	Заполняется <i>f</i> -подуровень третьего снаружи энергетического уровня ( <i>(n-2)f</i> )

### Вопросы и задания

1. Почему первый период состоит только из двух элементов, а второй – из восьми?
2. Сколько энергетических уровней имеют атомы магния, меди, бария?
3. Сколько электронов содержится во внешнем электронном слое атомов кремния, кальция, хлора, серы, калия?
4. К какому электронному семейству (*s*-, *p*-, *d*-элементы) относятся фосфор, марганец, натрий?
5. В каком периоде, в какой группе и подгруппе периодической системы находится элемент, электронная формула которого:  
а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ .

### 2.6 Энергетические характеристики атома

#### Новые слова и словосочетания

нейтральный	neutral	neutre
отрыв	separation	détachement
присоединять(ся)	to connect, to join	adjoindre (s)
сродство к электрону	electron affinity	affinité ā
электроотрицательность	electronegativity	électronegativité
энергия ионизации	ionization energy	énergie d'ionisation

*Энергия ионизации* – энергия, необходимая для отрыва электрона от нейтрального атома элемента ( $\mathcal{E}$ ) и превращения его в положительно заряженный ион ( $\mathcal{E}^+$ ):  $\mathcal{E}^0 - \bar{e} \rightarrow \mathcal{E}^+$ .

Энергия сродства к электрону – энергия, которая выделяется или поглощается при присоединении электрона к атому и превращении его в отрицательно заряженный ион ( $\mathcal{E}^-$ ):  $\mathcal{E}^0 + \bar{e} \rightarrow \mathcal{E}^-$ .

Энергия ионизации и энергия сродства к электрону измеряются в кДж/моль.

Электроотрицательность (ЭО) характеризует способность атома в молекуле притягивать к себе электроны.

Приняв значение электроотрицательности лития за единицу, получили значения относительных электроотрицательностей, которые приведены в таблице 12.

Таблица 12 – Относительная электроотрицательность атомов

Период	Подгруппа						
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
6	Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

### Тестовые задания к теме 2

#### Периодический закон и периодическая система элементов

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Периодический закон открыл:

- а) итальянский ученый А. Авогадро;
- б) русский ученый Д. И. Менделеев;
- в) английский ученый Э. Резерфорд;
- г) русский ученый М.В. Ломоносов.

2. В основу систематизации химических элементов Д. И. Менделеев положил:

- а) заряд ядра атома элемента;
- б) атомные массы элементов и химические свойства веществ, образованных элементами;
- в) химические свойства элементов;
- г) валентность элементов.

3. Периодическая система элементов состоит из:

- а) периодов;
- б) групп;
- в) главных и побочных подгрупп;
- г) все ответы правильные.

4. Горизонтальный ряд элементов в периодической системе – это:

- а) период; б) группа; в) главная подгруппа; г) побочная подгруппа.

5. В периодической системе

- а) 5 периодов; б) 8 периодов; в) 3 периода; г) 7 периодов.

6. Малые периоды – это:

- а) 1,3,5 периоды; б) 4,5,6 периоды; в) 1,2,3 периоды; г) 2,4,6 периоды.

7. Большие периоды – это:

- а) 4,5,6,7 периоды; б) 2,3,4 периоды; в) 3,4,5,6 периоды; г) 2,3,4,5 периоды.

8. Вертикальный ряд элементов в периодической системе – это:  
а) большой период; б) малый период; в) период; г) группа.

9. В периодической системе:  
а) 7 групп; б) 8 групп; в) 3 группы; г) 14 групп.

10. Группа состоит из двух подгрупп:  
а) большой и главной;  
б) главной и малой;  
в) большой и малой;  
г) главной и побочной.

11. Главная подгруппа (А) состоит из:  
а) элементов малых периодов;  
б) элементов больших периодов;  
в) элементов малых и больших периодов;  
г) элементов первого периода.

12. Побочная подгруппа (В) состоит из:  
а) элементов больших периодов;  
б) элементов малых периодов;  
в) элементов малых и больших периодов;  
г) элементов 5 периода.

### **Строение атома**

13. Протон – это:  
а) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м., а заряд равен +1;  
б) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м., а заряд равен –1;  
в) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м. и которая не имеет заряда;  
г) элементарная частица, масса которой равна +1, а заряд равен 1 а.е.м.

14. Нейтрон – это:  
а) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м., а заряд равен –1;  
б) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м., а заряд равен +1;  
в) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м. и которая не имеет заряда;  
г) элементарная частица, которая не имеет массы и не имеет заряда.

15. Электрон – это:  
а) элементарная частица, заряд которой равен -1, а масса в 1836 раз меньше массы протона или нейтрона;  
б) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м., а заряд равен +1;  
в) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м. и которая не имеет заряда;  
г) элементарная частица, масса которой равна 1 а.е.м., а заряд равен –1.

16. Ядро атома состоит из:  
а) электронов и имеет отрицательный заряд;  
б) протонов и имеет положительный заряд;  
в) протонов и нейтронов и имеет положительный заряд;  
г) электронов и нейтронов и имеет отрицательный заряд.

17. Общее число протонов и нейтронов соответствует:

- а) относительной атомной массе;
- б) массовому числу;
- в) номеру группы;
- г) номеру периода.

18. Изотопы – это атомы одного элемента, которые имеют:

- а) одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре;
- б) одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа;
- в) одинаковое число протонов и электронов, но разное число нейтронов;
- г) все ответы правильные.

19. Главная характеристика элемента – это:

- а) атомная масса;
- б) заряд ядра;
- в) валентность;
- г) массовое число.

20. Атомная орбиталь – это область пространства вокруг атомного ядра, где вероятность нахождения электрона

- а) равна 0%; б) максимальна; в) минимальна; г) равна 100%

21. Энергетическое состояние электрона в атоме характеризуется набором:

- а) восьми квантовых чисел;
- б) четырех квантовых чисел;
- в) шести квантовых чисел;
- г) двух квантовых чисел.

22. Главное квантовое число определяет:

- а) геометрическую форму орбитали;
- б) энергию электрона;
- в) способ движения электрона вокруг своей оси;
- г) ориентацию электронного облака в пространстве.

23. Главное квантовое число  $n$  принимает значения:

- а)  $+\frac{1}{2}$  или  $-\frac{1}{2}$ ;
- б) от 0 до  $(n-1)$ ;
- в) 1, 2, 3, 4, 5... $\infty$ ;
- г) от  $-l$  до  $+l$ .

24. Орбитальное квантовое число  $l$  определяет:

- а) геометрическую форму орбитали;
- б) энергию электрона;
- в) способ движения электрона вокруг своей оси;
- г) ориентацию электронного облака в пространстве.

25. Орбитальное квантовое число  $l$  принимает значения:

- а)  $+\frac{1}{2}$  или  $-\frac{1}{2}$ ;
- б) от 0 до  $(n-1)$ ;

в) 1, 2, 3, 4, 5.... $\infty$ ;

г) от  $-l$  до  $+l$ .

26. Магнитное квантовое число определяет:

а) геометрическую форму орбитали;

б) энергию электрона;

в) способ движения электрона вокруг своей оси;

г) ориентацию электронного облака в пространстве.

27. Магнитное квантовое число  $m_l$  принимает значения:

а)  $+\frac{1}{2}$  или  $-\frac{1}{2}$ ;

б) от 0 до  $(n-1)$ ;

в) 1, 2, 3, 4, 5.... $\infty$ ;

г) от  $-l$  до  $+l$ .

28. Спиновое квантовое число определяет:

а) геометрическую форму орбитали;

б) энергию электрона;

в) способ движения электрона вокруг своей оси;

г) ориентацию электронного облака в пространстве.

29. Спиновое квантовое число  $m_s$  принимает значения:

а)  $+\frac{1}{2}$  или  $-\frac{1}{2}$ ;

б) от 0 до  $(n-1)$ ;

в) 1, 2, 3, 4, 5.... $\infty$ ;

г) от  $-l$  до  $+l$ .

### **Электронные и электронографические формулы атомов**

30. Значение главного квантового числа совпадает с:

а) номером элемента в периодической системе;

б) номером периода в периодической системе;

в) номером группы в периодической системе;

г) относительной атомной массой элемента.

31. Порядковый номер элемента в периодической системе указывает:

а) заряд ядра;

б) число протонов;

в) число электронов;

г) все ответы правильные.

32. Второй энергетический уровень имеет:

а) один подуровень –  $s$ ;

б) два подуровня –  $s$  и  $p$ ;

в) три подуровня –  $s$ ,  $p$  и  $d$ ;

г) два подуровня –  $s$  и  $d$ .

33. Максимальное количество электронов на  $s$ -подуровне равно:

а) 6; б) 2; в) 10; г) 14.

34. Максимальное количество электронов на *p*-подуровне равно:  
а) 6; б) 2; в) 10; г) 14.
35. Максимальное количество электронов на *d*-подуровне равно:  
а) 6; б) 2; в) 10; г) 14.
36. Максимальное количество электронов на *f*-подуровне равно:  
а) 6; б) 2; в) 10; г) 14.
37. Электроны, прежде всего, занимают орбитали:  
а) с большим значением суммы ( $n + l$ );  
б) с меньшим значением суммы ( $n + l$ );  
в) со значением суммы ( $n + l$ )=0;  
г) с отрицательным значением суммы ( $n + l$ ).

### Электронное строение атома и периодическая система элементов

#### Д. И. Менделеева

38. Максимальное число электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме любого элемента (II – VII периодов) равно:  
а) 2; б) 8; в) 5; г) 6.
39. Элементы, у которых заполняются электронами *s*-орбитали последнего уровня, называются:  
а) *d*-элементами; б) *p*-элементами; в) *f*-элементами; г) *s*-элементами.
40. Элементы, у которых заполняются электронами *p*-орбитали последнего уровня, называются:  
а) *d*-элементами; б) *p*-элементами; в) *f*-элементами; г) *s*-элементами.
41. Элементы, у которых последними заполняются электронами *d*-орбитали называются:  
а) *d*-элементами; б) *p*-элементами; в) *f*-элементами; г) *s*-элементами.

### 3. Химическая связь

#### Новые слова и словосочетания

благородный газ	noble gas	gaz noble
внешний слой	outer layer	couche externe
водородная связь	hydrogen bond	liaison hydrogène
выгодный	beneficial	avantageux
выделение	allocation	allocation
завершенный	completed	complété
завершить	to complete	compléter
изолированный	isolated	isolé
инертность	inertia	inertie
ионная связь	ionic bond	liaison ionique
ковалентная связь	covalent bond	liaison covalent
металлическая связь	metallic bond	liaison métallique
предложить	to offer	demande
сопровождаться	be accompanied	être accompagné
стремление	endeavour	aspiration à
тип	type	catégorie
устойчивый	stable	stable
устойчивая конфигурация	stable configuration	configuration stable
формировать	to form	forme
химическая связь	chemical bond	bond chimique

*Химическая связь* – это взаимодействие двух или нескольких атомов, в результате которого образуются более сложные системы: молекулы, ионы или кристаллы. Энергия молекулы или другой многоатомной частицы всегда меньше суммарной энергии изолированных атомов, из которых состоит молекула. А это означает, что образование химической связи сопровождается выделением энергии, то есть этот процесс энергетически выгодный; он приводит к возникновению более устойчивых систем. Именно это и является причиной образования химической связи.

В атомах благородных газов внешний электронный слой завершен, то есть содержит 2 электрона (дублет электронов –  $1s^2$ ) – атом He или 8 электронов (октет электронов –  $ns^2np^6$ ) – атомы Ne, Ar, Xe, Kr. Инертность (химическая неактивность) благородных газов позволяет предположить, что в процессе образования химической связи атомы других элементов также стремятся завершить свой внешний электронный слой и приобрести наиболее устойчивую электронную конфигурацию.

Согласно одной из ранних теорий химической связи (Г. Льюис) устойчивый электронный дублет или октет формируется за счет того, что каждый из взаимодействующих атомов дает на образование химической связи один или несколько электронов внешнего электронного слоя (происходит обобществление электронов). В дальнейшем установили, что взаимодействуют в первую очередь неспаренные электроны.

Другая модель образования химической связи (В. Коссель) предполагает, что устойчивые завершенные электронные оболочки формируются за счет полного перехода электронов от одного атома к другому.

Известно четыре типа химической связи: ковалентная, ионная, водородная, металлическая. Такое деление основано на различном характере распределения электронной плотности в системе взаимодействующих атомов.

### 3.1 Ковалентная связь

#### Новые слова и словосочетания

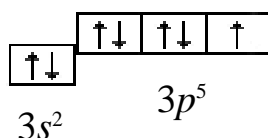
акцептор	acceptor	accepteur
взаимная ориентация	relative orientation	orientation mutuelle
возникать	to arise	survenir
геометрия	geometry	géométrie
донор	donor	donneur
ковалентная связь	covalent bond	liaison covalent
кратная связь	multiple (double, or triple) bond	liaison multiple
наличие	availability	disponibilité
неполярная связь	non-polar bond	liaison non polaire
обмен	exchange	échange
обменивать(ся)	to exchange	échanger
образование	formation	formation
образовать(ся)	to form	former
общая электронная пара	shared electron pair	la paire d'électrons totale
общий	common	globalement
одинарная связь	single bond	une liaison simple
осуществлять	to implement	exercer
перекрывание	overlapping	couvrir
полярный	polar	polaire



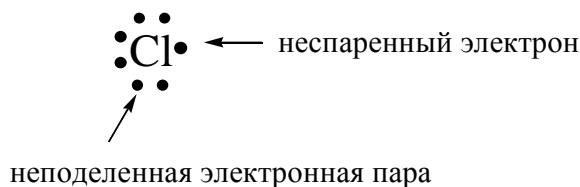
предоставлять	to provide	fournir
равномерно	evenly	uniformément
различать	to distinguish	distinguer
свободная орбиталь	free orbital	orbite libre
симметрично	symmetrically	symétriquement
способствовать	to promote	apptitude
устойчивая конфигурация	stable configuration	configuration stable

*Ковалентная химическая связь* – это связь, которая возникает между атомами за счет образования общих электронных пар.

Образование ковалентной связи можно представить с помощью валентных схем. Для наглядного изображения валентных схем пользуются следующим способом. Электроны, находящиеся во внешнем электронном слое, обозначают точками, которые располагают вокруг химического символа атома. Например, из электронного строения атома хлора  $_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  следует, что во внешнем электронном слое ( $3s^2 3p^5$ ) находятся семь электронов, которые располагаются на подуровнях следующим образом:



Такое расположение электронов соответствует валентной схеме, согласно которой атом хлора имеет три неподеленные пары электронов и один неспаренный электрон:



Общие для двух атомов электроны (общие электронные пары) показываются точками, которые размещают между химическими символами атомов:



В *графических* и *структурных* формулах образовавшихся молекул пару электронов изображают просто черточкой, которая и символизирует химическую связь:  $\text{Cl}-\text{Cl}$ .

Различают два механизма образования ковалентной связи: *обменный* и *донорно-акцепторный*.

### Обменный механизм образования ковалентной связи

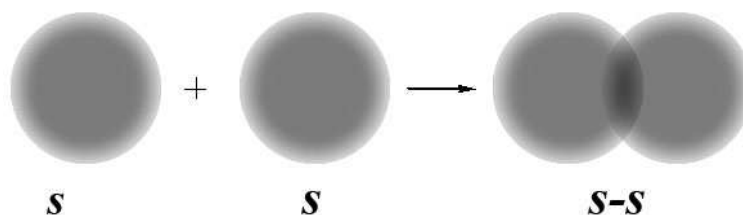
В случае обменного механизма образования ковалентной связи каждый из взаимодействующих атомов предоставляет по одному неспаренному (валентному) электрону в общую электронную пару.

Рассмотрим примеры образования ковалентной связи по обменному механизму.

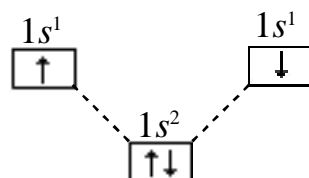
### 1. Образование химической связи в молекуле водорода $H_2$ :

– электронное строение атома водорода  ${}_1H: 1s^1 \boxed{\uparrow}$  или  $H^\bullet$

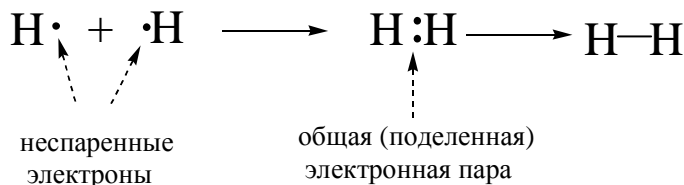
При сближении атомов водорода происходит перекрывание их  $s$ -орбиталей



В результате, между центрами обоих ядер возникает молекулярное двухэлектронное облако (общая электронная пара), электронная плотность в этой области увеличивается, что приводит к усилению притяжения между ядрами и молекулярным облаком. В образовании связи могут принимать участие только *неспаренные* электроны с антипараллельными спинами, которые называют *валентными электронами*:

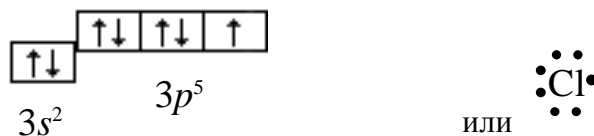


Благодаря этому, каждый атом водорода в молекуле приобретает завершённую электронную оболочку, подобную электронной оболочке атома благородного газа гелия –  $He (1s^2)$ :

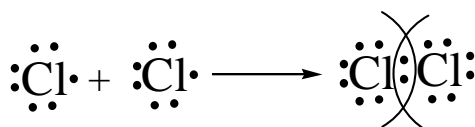
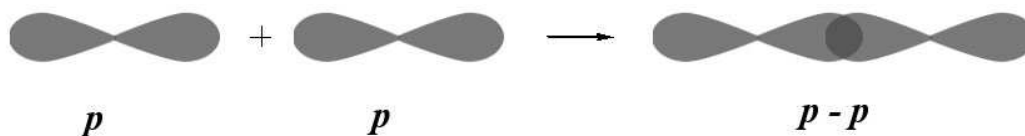


### 2. Образование химической связи в молекуле хлора $Cl_2$ :

– электронная формула атома хлора  ${}_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Он имеет семь электронов на внешнем (третьем) энергетическом уровне ( $3s^2 3p^5$ ), среди которых есть один неспаренный  $p$ -электрон:



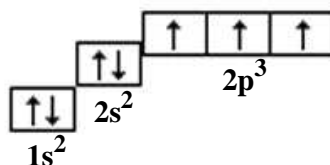
При сближении двух атомов хлора происходит перекрывание их  $3p$ -орбиталей с неспаренными электронами и образование общей электронной пары:



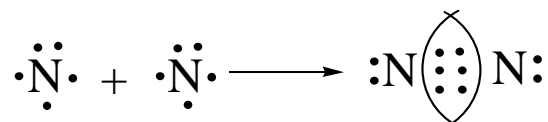
При этом каждый из атомов хлора оказывается в окружении октета (восьми) электронов и атомы хлора в молекуле приобретают устойчивую электронную оболочку, похожую на завершённую оболочку атома благородного газа аргона – Ar ( $3s^2 3p^6$ ).

### 3. Образование химической связи в молекуле азота $N_2$ :

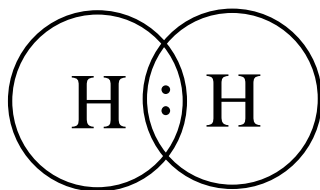
– электронная формула атома азота  ${}_7N: 1s^2 2s^2 2p^3$



Во внешнем электронном слое находится 5 электронов ( $2s^2 2p^3$ ), из которых три – неспаренные. Это значит, что каждый атом азота предоставляет по три электрона для образования трех общих электронных пар, в результате чего происходит образование тройной связи:

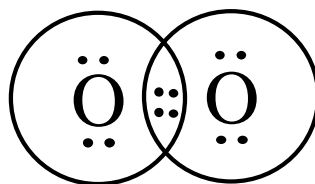


Если между атомами возникает одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то ее называют *одинарной*, если больше – ее называют *кратной* связью.



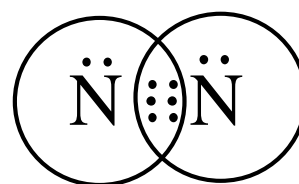
а) H–H

а) одинарная связь;



б) O=O

б) кратная связь (двойная);



в) N≡N

в) кратная связь (тройная).

Связи одинарные, двойные и тройные неравноценны, они отличаются друг от друга длиной и энергией. Это можно объяснить различием *геометрических способов перекрывания орбиталей*.

**В зависимости от способа перекрывания** атомных орбиталей различают  $\sigma$ -связь (сигма-связь) и  $\pi$ -связь (пи-связь).

$\sigma$ -связь – это ковалентная связь, при образовании которой область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов (рис. 2). В образовании  $\sigma$ -связей могут участвовать  $s$ -электроны каждого из атомов ( $s-s$  –связь) – образование молекулы  $H_2$ ;  $p$ -электроны каждого из атомов ( $p-p$  –связь) – образование молекулы  $Cl_2$ ;  $s$ - и  $p$ -электроны ( $s-p$  – связь) – образование молекулы  $HCl$  (рис. 2)

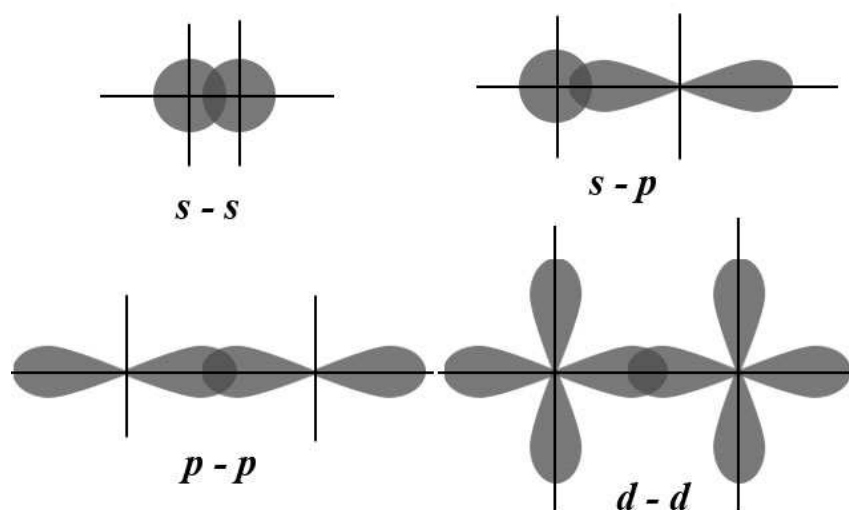


Рис. 2 – Способы перекрывания атомных орбиталей при образовании  $\sigma$ -связей

$\pi$ -связь – это ковалентная связь, при образовании которой область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов (боковое перекрывание). В образовании  $\pi$ -связей могут участвовать только  $p$ - и  $d$ -электроны (рис. 3):

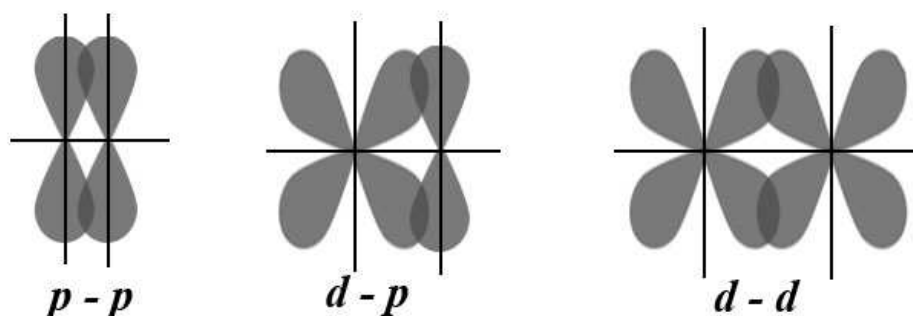


Рис. 3 – Способы перекрывания атомных орбиталей при образовании  $\pi$ -связей

Следует отметить, что одинарные связи всегда являются только  $\sigma$ -связями.  $\pi$ -связи реализуются только в кратных связях. При этом одна из связей всегда является  $\sigma$ -связью. Например, *двойная связь* состоит из одной  $\sigma$ - и одной  $\pi$ -связи, *тройная* — из одной  $\sigma$ - и двух  $\pi$ -связей.  $\pi$ -связь слабее  $\sigma$ -связи из-за менее полного перекрывания атомных орбиталей.

Ковалентная связь бывает *полярной и неполярной*, в зависимости от распределения электронной плотности между атомами, которые участвуют в образовании связи.

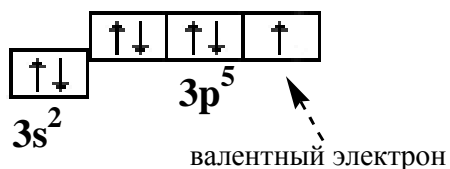
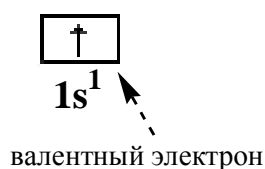
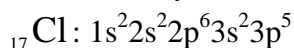
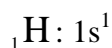
*Ковалентная неполярная связь* – это связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью (*ЭО*) (электроотрицательность характеризует способность атомов в молекуле притягивать к себе общие электронные пары). В таком случае электронная плотность равномерно распределяется между ядрами атомов, а это значит, что общая электронная пара располагается симметрично относительно ядер обоих атомов. Этот вид связи возникает, как правило, между атомами одного и того же элемента в молекулах простых веществ-неметаллов:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ .

Ковалентная неполярная связь может возникать и между атомами разных элементов с очень близкими значениями относительной электроотрицательности. Напри-

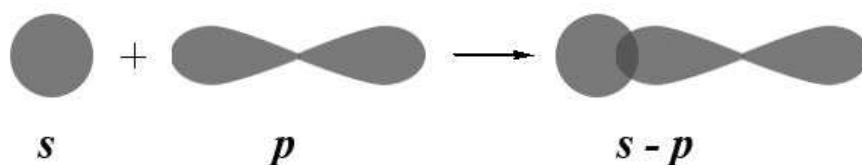
мер, в молекуле  $\text{PH}_3$  связи  $\text{P-H}$  неполярные ковалентные, так как значения относительной электроотрицательности атомов фосфора и водорода практически одинаковы:  $\text{ЭО}(\text{H}) = 2,20$ ;  $\text{ЭО}(\text{P}) = 2,19$ .

*Ковалентная полярная связь* образуется между атомами с *разной* электроотрицательностью. При этом центр общей электронной плотности смещается в сторону более электроотрицательного атома.

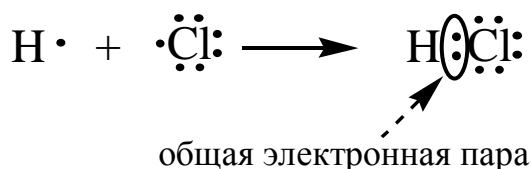
Рассмотрим образование связи в молекуле  $\text{HCl}$ .



Связь возникает при перекрывании  $1s$ - орбитали атома водорода и  $3p$  – орбитали атома хлора:



Поскольку атом хлора имеет более высокое значение относительной электроотрицательности ( $\text{ЭО} = 3,16$ ), чем атом водорода ( $\text{ЭО} = 2,20$ ), то электрон атома водорода будет смещаться к атому хлора:

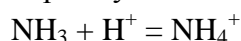


Вследствие этого на атоме водорода возникнет избыточный частичный положительный заряд  $\delta^+$  (дельта плюс), а на атоме хлора – такой же по величине, но избыточный отрицательный заряд  $\delta^-$  (дельта минус):  $\overset{\delta+}{\text{H}}\overset{\delta-}{\text{Cl}}$ . Такие частичные заряды называются эффективными.

Молекула  $\text{HCl}$  при этом поляризуется, в результате чего возникает диполь. *Диполь* – это система из двух зарядов, равных по абсолютной величине, но противоположных по знаку. Обычно диполь изображают как . Связь в молекуле  $\text{HCl}$  – ковалентная полярная.

### Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

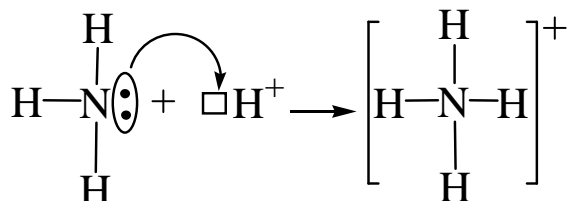
При образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму один атом (донор) предоставляет электронную пару, а другой атом (акцептор) предоставляет для этой пары свободную орбиталь. Образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму рассмотрим на примере образования иона аммония  $\text{NH}_4^+$ :



Для образования иона  $\text{H}^+$  атом водорода должен отдать свой единственный электрон:

$\text{H}: 1s^1 \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$  – атом водорода,

$\text{H}^+: 1s^0 \begin{array}{|c|} \hline \\ \hline \end{array}$  – свободная орбиталь иона водорода.



Атом азота – донор (предоставляет неподеленную пару электронов), ион  $\text{H}^+$  – акцептор (предоставляет свободную орбиталь  $\begin{array}{|c|} \hline \\ \hline \end{array}$ ).

В ионе аммония все четыре связи, образованные атомами азота и водорода, – ковалентные. Три связи образовались благодаря созданию общих электронных пар атомом азота и атомами водорода по обменному механизму, одна связь образовалась по донорно-акцепторному механизму. Все четыре связи  $\text{N—H}$  в катионе аммония равноценны.

### Свойства ковалентной связи

Важнейшими характеристиками ковалентной связи являются: длина, энергия, направленность, насыщаемость, полярность.

**Длина химической связи** – это расстояние между ядрами химически связанных атомов. Длина связи зависит от радиусов взаимодействующих атомов и от ее кратности. Чем больше радиусы атомов и чем меньше кратность связи в ряду однотипных молекул, тем больше длина связи.

**Энергия химической связи** – это энергия, которая выделяется при ее образовании (или затрачивается для разрыва связи). Энергия связи – мера ее прочности: чем больше энергия связи, тем связь прочнее.

Энергия связи зависит: от кратности (в ряду одинарная, двойная, тройная энергия связи растет); длины (чем длиннее связь, тем меньше перекрываются АО, тем она слабее); способа перекрывания АО ( $\sigma$ -связи более прочные, чем  $\pi$ -связи); полярности (более полярные связи являются более прочными).

**Насыщаемость химической связи** обусловлена способностью атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Количество связей, образуемых атомом, ограничено числом его валентных электронов.

**Направленность ковалентных связей** – определенная ориентация связей в пространстве, а это означает, что каждая молекула имеет определенное пространственное строение (геометрию).

**Полярность связи** обусловлена неравномерным распределением электронной плотности вследствие различий в электроотрицательностях атомов.

### 3.2 Ионная связь

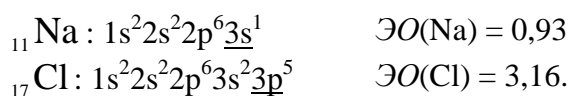
#### Новые слова и словосочетания

анион	anion	anion
ионная связь	ionic bond	liaison ionique
катион	cation	cation
отдача	return	retour
передача	transfer	transmission
полный	full, total	plein
присоединение	addition	adhésion
притяжение	attraction	atraction
смещаться	to shift	déplacer
частичный	partial	partiel
электростатический	electrostatic	électrostatique

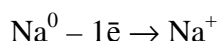
*Ионная связь* – это связь, которая образуется в результате электростатического притяжения противоположно заряженных ионов.

При химических взаимодействиях атомы стремятся приобрести устойчивую электронную конфигурацию (8 электронов на внешнем электронном уровне). Если в образовании химической связи участвуют атомы, которые резко отличаются электроотрицательностью (типичный металл Na и типичный неметалл Cl), то общая электронная пара практически полностью смещается к более электроотрицательному атому. В результате происходит образование положительно и отрицательно заряженных ионов. Ионную связь можно считать предельным случаем полярной ковалентной связи. Такой тип связи характерен для соединений типичных металлов (элементы главных подгрупп I и II групп, кроме магния и бериллия Be) с типичными неметаллами (элементы главной подгруппы VII группы); для гидроксидов типичных металлов и многих солей кислородсодержащих кислот. Ионная связь существует в солях аммония, где нет атомов металлов (их роль играет катион аммония  $\text{NH}_4^+$ ).

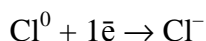
Рассмотрим пример образования ионной связи между атомами натрия и хлора. Запишем их электронные формулы и значения электроотрицательностей (ЭО):



Электроотрицательность атома хлора резко отличается от электроотрицательности атома натрия. Поэтому при образовании связи натрий отдает свой  $3s^1$ - электрон

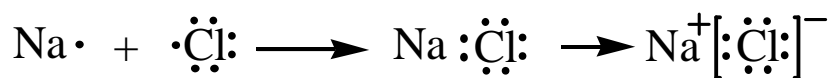


и превращается в *положительно заряженный ион натрия*  $\text{Na}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$ . При этом он приобретает устойчивую электронную конфигурацию – электронный октет ( $2s^2 2p^6$ ). Атом хлора принимает электрон, отданный натрием



и превращается в *отрицательно заряженный ион хлора*  $\text{Cl}^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

При этом он приобретает устойчивую электронную конфигурацию ( $3s^23p^6$ ). Механизм образования ионной связи в хлориде натрия можно изобразить схемой:



В отличие от ковалентной связи ионная связь ненаправленная и ненасыщаемая.

Тип связи между атомами можно определять по величине разницы относительных электроотрицательностей элементов  $\Delta \text{ЭО}$ . Для вычисления величины  $\Delta \text{ЭО}$  из большего значения электроотрицательности вычитают меньшее. Чем больше разница электроотрицательностей атомов, образующих химическую связь, тем выше степень ионности этой связи.

Условно принято считать, что:

- для веществ с *ковалентной неполярной связью* величина  $\Delta \text{ЭО}$  атомов, образующих связь, находится в интервале 0 – 0,4;
- для веществ с *ковалентной полярной связью* величина  $\Delta \text{ЭО}$  атомов, образующих связь, находится в интервале 0,4 – 2;
- для веществ с *ионной связью* величина  $\Delta \text{ЭО}$  должна быть больше 2.

Используя данные таблицы 12 и перечисленные выше правила, определим тип связи в следующих соединениях:

- а) связь F—F в молекуле  $\text{F}_2$ :  $\Delta \text{ЭО} = (3,98 - 3,98) = 0$  – ковалентная неполярная;
- б) связь H—Br в молекуле HBr:  $\Delta \text{ЭО} = (2,96 - 2,20) = 0,76$  – ковалентная полярная;
- в) связь Na—Cl в соединении NaCl:  $\Delta \text{ЭО} = (3,16 - 0,93) = 2,23$  – ионная связь;
- г) связь K—F в молекуле KF:  $\Delta \text{ЭО} = (3,98 - 0,82) = 3,16$  – ионная связь.

### 3.3 Водородная связь

Новые слова и словосочетания

поляризованный	polarized	polarisée
прочность	strength	force
размер	size	taille
разрыв	break	gap
своеобразный	peculiar	a l'aise

Химическую связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары другой молекулы (или ее части), называют *водородной*.

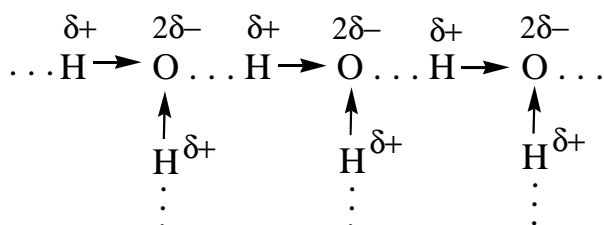
Механизм образования водородной связи имеет как электростатический, так и донорно-акцепторный характер. При наличии такой связи даже низкомолекулярные вещества могут быть при обычных условиях жидкостями (спирт, вода) или легко сжижающимися газами (аммиак, фтороводород).

Водородная связь – это своеобразная химическая связь. Она может быть межмолекулярной (вода) и внутримолекулярной (молекула белка, ДНК).

*Межмолекулярная водородная связь* возникает между молекулами, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент – фтор, кислород, азот, реже хлор, сера. Поскольку в такой молекуле общая электронная пара сильно



смещена от водорода к атому электроотрицательного элемента, а положительный заряд водорода сконцентрирован в малом объеме, то протон взаимодействует с неподеленной электронной парой другого атома или иона, обобществляя ее. В результате образуется вторая, более слабая связь, получившая название водородной. Обычно водородную связь обозначают точками и этим указывают, что она намного слабее ковалентной связи (примерно в 15-20 раз).



Энергии ионной и ковалентной связи имеют один порядок, энергия водородной связи – на порядок меньше.

### 3.4 Металлическая связь

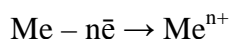
Новые слова и словосочетания

ионизированный	ionized	ionisée
кристалл	crystal	cristal
кристаллическая решетка	crystal lattice	réseau cristallin
металлическая связь	metallic bond	liaison métallique
удерживать	to keep, to hold	tenez
узел	node	Node

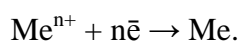
**Металлическая связь** – химическая связь, которая обусловлена взаимодействием положительных ионов металла, находящихся в узлах кристаллической решетки, с валентными электронами.

Атомы металлов достаточно легко отдают свои валентные электроны, в результате чего превращаются в положительно заряженные ионы. Это происходит не только при взаимодействии металлов с другими атомами, но и при образовании металлических кристаллов из одних и тех же атомов.

В кристалле металла непрерывно протекают два противоположных процесса – образование ионов металла из нейтральных атомов в результате отрыва от них валентных электронов:



и присоединение валентных электронов к ионам металла с образованием нейтральных атомов:



В узлах кристаллической решетки металлов попеременно находятся как нейтральные атомы, так и катионы металла. Образующиеся при этом электроны могут свободно перемещаться по всей кристаллической решетке. Они становятся общими для всех атомов и ионов металла, связывая их между собой и называются электронным газом (рис. 4).

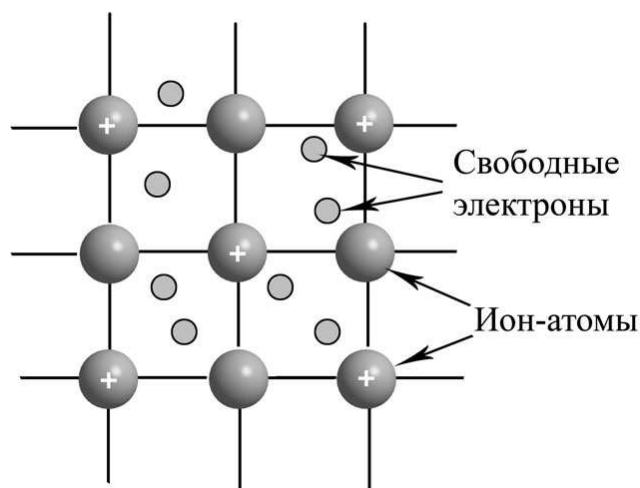


Рис. 4 – Схема кристаллической решетки металла

Наличием металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость, электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск. Свободные электроны могут переносить теплоту и электричество, поэтому они являются причиной главных физических свойств, отличающих металлы от неметаллов, – высокой электро- и теплопроводности.

### Вопросы и задания

1. Что такое химическая связь?
2. Какая связь называется ковалентной?
3. Какие Вы знаете механизмы образования ковалентной связи?
4. В ряду приведенных соединений  $\text{HBr}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Br}_2$  укажите соединения с:  
а) ковалентной неполярной связью, б) ковалентной полярной связью.
5. В сторону какого элемента смещаются общие электронные пары в молекулах соединений:  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  ?
6. Какая связь называется: а) ковалентной полярной; б) ковалентной неполярной? Приведите примеры.
7. Что такое электроотрицательность?
8. Приведите пример соединений с кратной ковалентной связью.
9. Что называют ионом (катионом, анионом)?
10. Какая связь называется ионной? Приведите пример.

### Тестовые задания к теме 3

#### Химическая связь

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Образование химической связи объясняется стремлением атомов образовать наиболее устойчивую электронную конфигурацию типа:  
а)  $1s^2; ns^2, np^6$ ; б)  $ns^2, np^2$ ; в)  $ns^2, np^4$ ; г)  $ns^2, np^5$
2. Ковалентная неполярная связь образуется:  
а) между атомами одного химического элемента;  
б) между атомами разных химических элементов;

- в) между атомами металла;
- г) между атомами металла и неметалла.

3. Ковалентная полярная связь образуется:

- а) между атомами с одинаковой электроотрицательностью;
- б) между атомами с разной электроотрицательностью;
- в) между атомами металла;
- г) между атомами металла и неметалла.

4. За счет электростатического притяжения противоположно заряженных ионов образуется:

- а) ковалентная неполярная связь;
- б) ковалентная полярная связь;
- в) металлическая связь;
- г) ионная связь.

5. Укажите вещество с ковалентной полярной связью:

- а) NaCl; б) Cl<sub>2</sub>; в) HCl; г) N<sub>2</sub>.

6. Укажите вещество с ковалентной неполярной связью:

- а) NaCl; б) Cl<sub>2</sub>; в) HCl; г) NH<sub>3</sub>.

7. Укажите вещество с ионной связью:

- а) NaCl; б) Cl<sub>2</sub>; в) HCl; г) NH<sub>3</sub>.

8. Укажите ряд, в котором расположены только соединения с ковалентной неполярной связью:

- а) NaBr, O<sub>2</sub>, Na, Cl<sub>2</sub>;
- б) N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>;
- в) HCl, SO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, I<sub>2</sub>;
- г) KCl, SO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

9. Укажите ряд, в котором расположены только соединения с ковалентной полярной связью:

- а) NaBr, O<sub>2</sub>, Na, Cl<sub>2</sub>;
- б) N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>;
- в) HCl, SO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S;
- г) KCl, SO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

10. Наиболее электроотрицательным элементом является:

- а) хлор;
- б) кислород;
- в) фтор;
- г) водород.

11. При образовании ионной связи атомы металлов:

- а) отдают электроны и превращаются в отрицательно заряженные ионы;
- б) отдают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы;
- в) принимают электроны и превращаются в отрицательно заряженные ионы;
- г) принимают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы.

12. Выберите формулу вещества с двойной химической связью:
- а)  $S_2$ ;
  - б)  $H_2$ ;
  - в)  $N_2$ ;
  - г)  $Cl_2$ .
13. Количество общих электронных пар в молекуле азота:
- а) одна; б) три; в) четыре; г) две.
14. Какая из частиц не может быть донором электронов?
- а)  $H^+$ ;
  - б)  $H^-$ ;
  - в)  $Cl^-$ ;
  - г)  $OH^-$ .
15. В какой частице есть связи, образованные по донорно-акцепторному механизму?
- а)  $O_3$ ;
  - б)  $H_3O^+$ ;
  - в)  $O_2$ ;
  - г)  $H_2O_2$ .

#### 4. Валентность и степень окисления

##### 4.1 Валентность атомов в основном и возбужденном состояниях

Новые слова и словосочетания		
валентность	valence	valence
внешний	external	externe
возбужденное состояние	excited state	état excité
дополнительный	additional	supplémentaire
основное состояние	ground state	l'état du sol
распределение	distribution	répartition

**Валентность** – это способность атомов одного элемента присоединять к себе определенное число атомов других элементов.

Валентность элемента определяется числом неспаренных электронов в атоме, так как именно неспаренные электроны принимают участие в образовании химической связи между атомами в молекулах соединений.

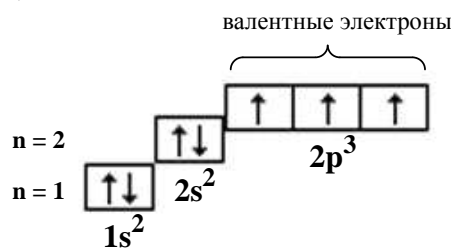
Следовательно, валентность атомов может изменяться от 1 до некоторого максимального значения, которое для многих химических элементов совпадает с номером их группы в периодической системе Д. И. Менделеева.

Если атом участвует в образовании ионной химической связи, то валентность атома определяется числом электронов, которые атом отдает при образовании катиона или принимает в случае образования аниона.

Например:

${}_1\text{H}: 1s^1$   – валентность атома водорода всегда равна единице.

${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$

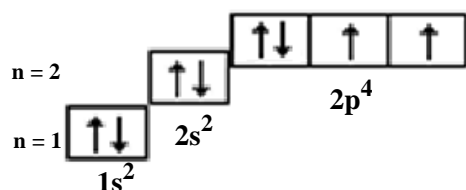


Валентность азота равна трем.

*Основное состояние* атома (состояние с минимальной энергией) характеризуется электронной конфигурацией атома, которая соответствует положению элемента в периодической системе.

*Возбужденное состояние* атома – это его новое энергетическое состояние с новым распределением электронов в пределах валентного уровня. Возбужденное состояние возможно для тех атомов, у которых на внешнем уровне есть спаренные электроны и свободные орбитали.

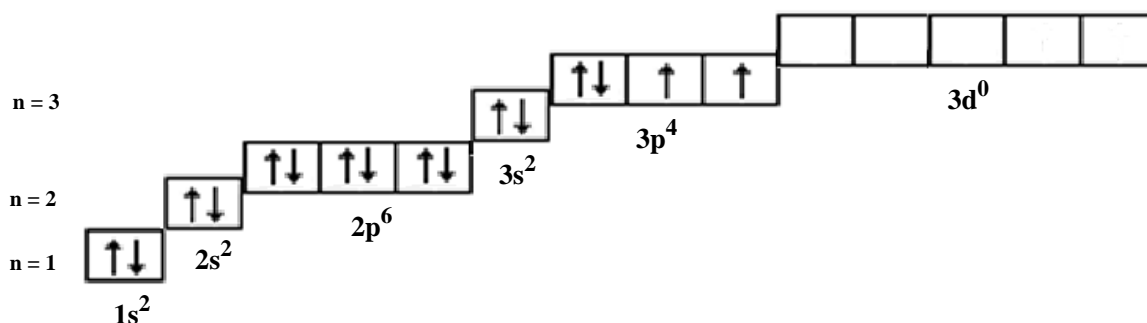
Атом кислорода находится во втором периоде, в VIA группе и имеет электронное строение:  ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$ .



На внешнем (втором) уровне атома кислорода есть два неспаренных электрона, спаренные электроны, но нет свободных орбиталей. Это означает, что для атома кислорода невозможно возбужденное состояние, поэтому его валентность постоянна и равна двум (два неспаренных электрона).

Атом серы находится в третьем периоде, в VIA группе и имеет электронное строение, отвечающее основному состоянию атома:

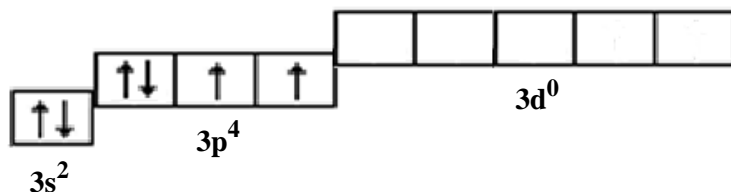
${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



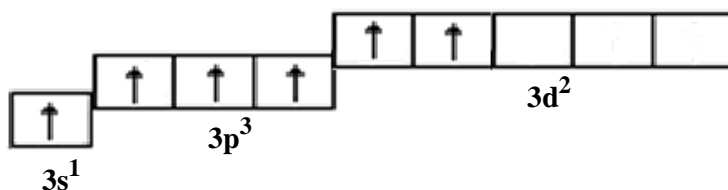
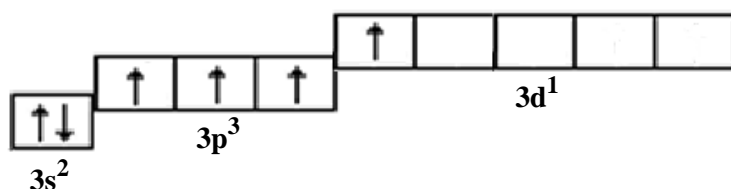
Валентность серы (B(S)) в основном состоянии равна двум, так как атом имеет два неспаренных электрона. На внешнем (третьем) энергетическом уровне атома серы есть спаренные электроны, и есть пять свободных орбиталей на *d*-подуровне. При

сообщении атому серы дополнительной энергии, он переходит в возбужденное состояние ( $S^*$ ), которое характеризуется новым распределением электронов в пределах валентного уровня – электроны переходят с  $3p$ - и  $3s$ -подуровней на  $3d$ -подуровень. Разъединение (распаривание) электронов, находящихся на одной орбитали, увеличивает валентность на две единицы. Поэтому сера в соединениях может проявлять валентность 2, 4, 6:

Основное состояние атома серы:



Возбужденное состояние атома серы:



## 4.2 Степени окисления атомов

### Новые слова и словосочетания

бинарное соединение	binary compound	composé binaire
высший	the highest	suprême
низший	the lowest	inférieur
полностью	fully	pleinement
приобретать	to acquire	se procurer
степень окисления	oxidation number	degree d'oxidation
условный	conditional	conditionnel

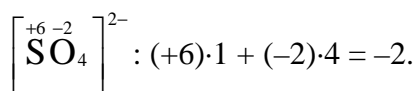
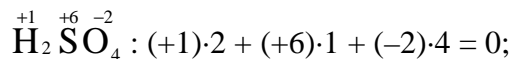
*Степень окисления атома* – это условный заряд, который приобрел бы атом в молекуле, если бы все электронные пары его химических связей полностью сместились к более электроотрицательному атому.

Можно сказать, что *степень окисления* – это условный заряд атома в соединении при условии, что оно состоит только из ионов. Нельзя отождествлять степень окисления и валентность. Степень окисления обозначают арабской цифрой с указанием

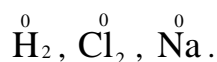
знака (+) или (-), который ставят перед цифрой. Она может быть положительной, отрицательной, равной нулю, может принимать дробные значения:  $\overset{0}{\text{H}}_2$ ,  $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}$ ,  $\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1/2}{\text{O}}_2$ . Степень окисления указывают над символом элемента.

Для определения степени окисления каждого элемента в соединении необходимо помнить следующие **правила**:

1. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона:



2. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю:



3. Степень окисления металлов во всех соединениях всегда положительна. Некоторые металлы имеют постоянную степень окисления и никогда ее не меняют:

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (щелочные металлы) во всех соединениях имеют степень окисления +1;

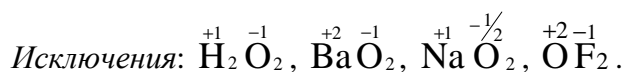
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra и Zn имеют степень окисления +2;

Al во всех соединениях имеет степень окисления +3. Остальные металлы могут иметь переменную степень окисления:  $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$ ,  $\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$ .

4. Водород в большинстве соединений имеет степень окисления +1. Исключения составляют гидриды металлов, в которых водород имеет степень окисления -1:  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$ .

5. Степень окисления фтора во всех его соединениях всегда равна -1.

6. Кислород, как правило, имеет степень окисления -2.



7. Степень окисления атома, который образует простой ион (состоит из одного атома) равна заряду этого иона:

$\text{Ca}^{2+}$  – (заряд иона обозначается справа от символа, а степень окисления над символом) кальций проявляет степень окисления +2.

8. В бинарных соединениях степень окисления у элементов с большей относительной электроотрицательностью отрицательная а с меньшей – положительная:  $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ ,  $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ .

Многие элементы проявляют переменную степень окисления.

*Высшая степень окисления* атома элемента соответствует номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе. Это объясняется тем, что атом может отдавать только свои валентные электроны, число которых соответствует номеру группы.

*Низшая степень окисления* атома элемента равна номеру группы минус 8 и не может быть по абсолютной величине больше четырех. Это объясняется тем, что атом,

принимая электроны, стремится дополнить свою электронную конфигурацию до конфигурации благородного газа ( $ns^2np^6$ ).

Например, сера может иметь различную степень окисления в соединениях:  $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ ,  $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ ,  $\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$ . Максимальное значение степени окисления + 6 совпадает с номером группы (VI), в которой расположена сера. Минимальная степень окисления равна -2 ( $6 - 8 = -2$ ).

Зная степень окисления атомов одних элементов, можно рассчитать степень окисления атомов других элементов в данном соединении.

Например, рассчитаем степень окисления хрома в соединении  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

Сначала запишем известные нам степени окисления: у калия +1, у кислорода -2.

Степень окисления хрома неизвестна -  $x$ :  $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{x}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$ .

Так как алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов (с учетом числа атомов) всегда равна нулю, то условие электронейтральности можно записать с помощью уравнения:  $(+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0$ ;

$$+2 + 2x - 14 = 0;$$

$$2x = 12;$$

$$x = 6.$$

Таким образом, степень окисления хрома равна +6:  $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$ .

Определим степень окисления марганца в сложном ионе  $\text{MnO}_4^-$ . Сначала запишем известные степени окисления: у кислорода -2. Степень окисления марганца неизвестна -  $x$ :  $\left[ \overset{x}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4 \right]^-$ . Так как алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в сложном ионе равна заряду иона, то условие электронейтральности можно записать с помощью уравнения:

$$x \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = -1;$$

$$x - 8 = -1;$$

$$x = 7.$$

Степень окисления марганца в ионе  $\text{MnO}_4^-$  равна +7:  $\left[ \overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4 \right]^-$ .

### Вопросы и задания

1. Чем определяется валентность элемента?
2. Какую валентность могут проявлять в соединениях атомы следующих элементов: O, N, Cl, Si? Напишите их электронографические формулы. Укажите валентные электроны.
3. Что такое степень окисления?
4. Определите степень окисления атома каждого элемента в соединениях:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .



## Тестовые задания к теме 4

### Валентность и степень окисления

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Валентность элемента определяется:

- а) числом неспаренных электронов в атоме;
- б) числом спаренных электронов в атоме;
- в) порядковым номером атома;
- г) числом свободных орбиталей.

2. Максимальное значение валентности совпадает с:

- а) номером периода в периодической системе;
- б) номером группы в периодической системе;
- в) порядковым номером атома;
- г) числом протонов в ядре атома.

3. Валентность элемента может принимать:

- а) положительные значения;
- б) положительные целочисленные значения;
- в) положительные целочисленные и дробные значения;
- г) положительные и отрицательные целочисленные значения.

4. Возбужденное состояние возможно для атомов, у которых:

- а) на внешнем энергетическом уровне есть спаренные электроны;
- б) на внешнем энергетическом уровне есть спаренные электроны и свободные орбитали;
- в) на внешнем энергетическом уровне есть свободные орбитали;
- г) внешний энергетический уровень полностью заполнен электронами.

5. Выберите ответ с минимальным и максимальным значением валентности серы:

- а) 2 и 4; б) 4 и 6; в) 2 и 6; г) 4 и 8.

6. Степень окисления может принимать

- а) положительные и отрицательные значения;
- б) нулевое значение;
- в) дробные значения;
- г) все ответы правильные.

7. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна:

- а) количеству атомов;
- б) нулю;
- в) 8;
- г) меньше нуля.

8. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в сложном ионе равна:

- а) заряду иона;
- б) нулю;
- в)  $-1$ ;
- г)  $+1$ .

9. Металлы в соединениях имеют степень окисления:

- а) только отрицательную;
- б) только положительную;
- в) нулевую;
- г) дробную.

10. Какой из элементов может иметь в соединениях как положительную, так и отрицательную степень окисления?

- а) фтор;
- б) железо;
- в) аргон;
- г) бром.

11. У какого элемента максимальная степень окисления равна номеру группы?

- а) неон;
- б) сера;
- в) фтор;
- г) кислород.

12. Степень окисления, равную +3 атом хлора имеет в ионе:

- а)  $\text{ClO}_4^-$ ;
- б)  $\text{ClO}_3^-$ ;
- в)  $\text{ClO}_2^-$ ;
- г)  $\text{ClO}^-$ .

13. Наименьшую степень окисления атом фосфора имеет в соединении:

- а)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;
- б)  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;
- в)  $\text{H}_3\text{PO}_2$ ;
- г)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

14. Высшую степень окисления марганец имеет в соединении, формула которого:

- а)  $\text{MnCl}_2$ ;
- б)  $\text{KMnO}_4$ ;
- в)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ;
- г)  $\text{MnO}_2$ .

15. Такую же степень окисления, как и в  $\text{N}_2\text{O}_5$  атом азота имеет в соединении, формула которого:

- а)  $\text{NO}_2$ ;
- б)  $\text{KNO}_2$ ;
- в)  $\text{KNO}_3$ ;
- г)  $\text{HNO}_2$ .

16. Постоянную степень окисления +3 имеет в соединениях атом:

- а) Na;
- б) Al;
- в) Ca;
- г) Fe.

17. Постоянную степень окисления –1 имеет в соединениях атом:

- а) F;
- б) Cl;
- в) Br;
- г) Li.

## 5. Агрегатное состояние вещества

### Новые слова и словосочетания

агрегатное состояние	aggregate state	état d'agrégat
алмаз	diamond	diamant
аморфный	amorphous	amorphe
анизотропия	anisotropy	anisotropie
блеск	shine	briller
воск	wax	wax
газообразный	gaseous	gazeux
графит	graphite	graphite
жидкий	liquid	liquid
изотропия	isotropism	isotropisme
клей	glue	glue
кристаллический	crystal	cristal
летучесть	volatility	volatilité
определенный	specific	spécifique
плазма	plasma	plasma
пластичность	ductility	ductilité
плотность	density	densité
сосуд	vessel	vessel
смола	resin	résine
сплав	alloy	alliage
стекло	glass	verre
твердость	hardness	dureté
твердый	solid	solide
теплопроводность	thermal conductivity	conductivité thermique
узел	node	node
упорядоченный	ordered	commandé
хаотический	chaotic	chaotic
хрупкость	fragility	fragilité
электропроводность	electric conductivity	conductivité

Вещества могут находиться в газообразном, жидком, твердом состоянии или в виде плазмы (таблица 13)

Таблица 13 – Агрегатное состояние вещества

<b>Газообразное состояние</b>	
В газах частицы (молекулы, атомы) находятся на больших расстояниях друг от друга, поэтому силы взаимодействия между ними малы, частицы движутся хаотически. Газ принимает объем и форму сосуда, в котором он находится	
<b>Жидкое состояние</b>	
В жидкостях расстояние между частицами (атомами-жидкий аргон, молекулами-вода, ионами-расплав NaCl) меньше, чем в газе, и частицы не могут перемещаться независимо друг от друга. Для жидкостей характерен ближний порядок, текучесть. Жидкость занимает определенный объем, а ее форма принимает форму сосуда, в котором находится жидкость.	
<b>Твердое состояние</b>	
кристаллическое	аморфное
В твердом веществе частицы находятся на очень близком расстоянии друг от друга, и силы взаимодействия между ними настолько велики, что твердые вещества имеют определенную форму и объем	
Для кристаллического состояния характерны: дальний порядок, анизотропия свойств, кристаллическая (упорядоченная структура), определенная температура плавления (алмаз, графит, твердые соли, сплавы)	Для аморфного состояния характерны: ближний порядок, изотропия свойств, отсутствие кристаллической (упорядоченной) структуры, отсутствие определенной температуры плавления (стекло, смола, клей, воск)
<b>Плазменное состояние</b>	
Ионизированный газ, в котором объемные плотности положительных и отрицательных электрических зарядов равны. Плазменное состояние наиболее характерно для космического пространства	

*Кристаллы* – это физические тела, частицы которых образуют кристаллическую решетку, обладают симметрией атомной структуры и анизотропией некоторых физических свойств.

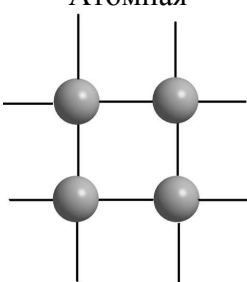
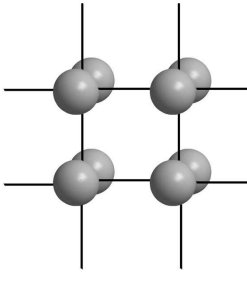
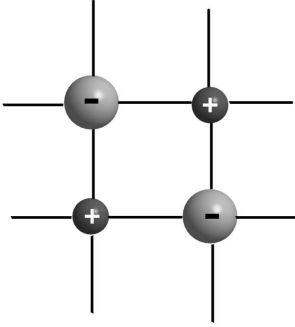
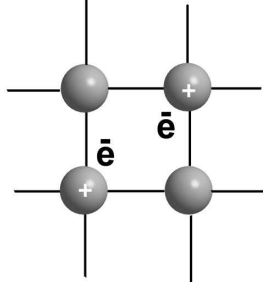
*Анизотропия* – неодинаковость свойств среды по различным направлениям внутри этой среды (упругости, электропроводности, теплопроводности и др.).

*Изотропия* – одинаковость физических свойств во всех направлениях.

Кристаллическая решётка вещества – это упорядоченное расположение частиц (атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства. Точки размещения частиц называют узлами кристаллической решётки.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решётки, и характера связи между ними различают 4 типа кристаллических решёток: атомные, молекулярные, ионные, металлические (таблица 14).

Таблица 14 – Типы кристаллических решеток

Тип решетки	Определение	Свойства веществ
1	2	3
<p>Атомная</p> 	<p>В узлах решетки находятся отдельные атомы, которые соединены друг с другом очень прочными ковалентными связями (алмаз, кремний, кварц)</p>	<p>Высокая температура плавления, повышенная твердость, прочность, низкая теплопроводность</p>
<p>Молекулярная</p> 	<p>В узлах решетки расположены молекулы. Химические связи в этих молекулах могут быть как полярными (HCl, H<sub>2</sub>O), так и неполярными (N<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>). Атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, а между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения (твердая вода – лед, твердый оксид углерода (IV) – "сухой лед", твердые HCl и H<sub>2</sub>S, простые вещества (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>), глюкоза, сахар)</p>	<p>Низкая температура плавления, малая твердость (хрупкость), летучесть</p>
<p>Ионная</p> 	<p>В узлах решетки расположены ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые ионы Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, так и сложные –SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, OH<sup>-</sup> (соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов). Связи между ионами в кристалле очень прочные</p>	<p>Высокая температура плавления (тугоплавкие вещества), высокая твердость, нелетучие вещества</p>
<p>Металлическая</p> 	<p>В узлах решетки находятся атомы и ионы металла, которые удерживаются в кристаллической решетке подвижными электронами</p>	<p>Для металлов характерны физические свойства: высокая температура плавления, пластичность, ковкость, металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность</p>

### Вопросы и задания

1. Какие агрегатные состояния вещества вы знаете?
2. Чем отличаются кристаллические вещества от аморфных?

3. Какие частицы находятся в узлах атомной кристаллической решетки? Какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?

4. Какие частицы находятся в узлах молекулярной кристаллической решетки? Какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?

5. Какие частицы находятся в узлах ионной кристаллической решетки? Какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?

6. Какие частицы находятся в узлах металлической кристаллической решетки? Какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?

## 6. Классификация химических реакций

### Новые слова и словосочетания

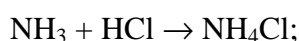
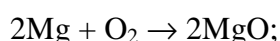
гетерогенный	heterogeneous	hétérogène
гомогенный	homogeneous	homogène
выделение тепла	heat release	evolution de la chaleur
необратимый	irreversible	irréversible
обратимый	reversible	réversible
поглощение тепла	heat absorption	l'absorption de chaleur
противоположный	opposite	opposite
реакция замещения	substitution or replacement reactions	réaction de remplacement
реакция обмена	exchange reaction	réaction d'échange
реакция разложения	decomposition reaction	réaction de décomposition
реакция соединения	combination reaction	la réaction du composé
составной	composed	composant
фаза	phase	phase
экзотермический	exothermic	exothermique
эндотермический	endothermic	endothermique

**Химическая реакция** – это процесс, в результате которого из одних веществ образуются другие вещества, отличающиеся от исходных составом и строением.

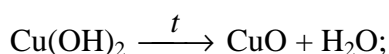
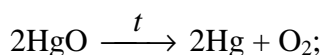
Химические реакции классифицируют по следующим признакам:

**1. По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции различают:**

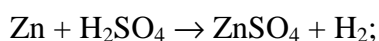
• **реакции соединения** – это реакции, в результате которых из нескольких простых или сложных веществ образуется одно новое сложное вещество:

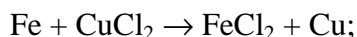


• **реакции разложения** – это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько простых или сложных веществ:

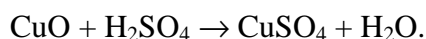
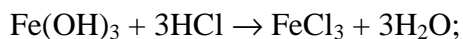


• **реакции замещения** – это реакции между простым и сложным веществами, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества и в результате образуется новое простое и новое сложное вещество:





• **реакции обмена** – это реакции между двумя сложными веществами, при которых вещества обмениваются своими составными частями:



**2. По выделению или поглощению энергии в ходе реакции различают:**

• **экзотермические реакции** – это реакции, которые сопровождаются выделением тепла:

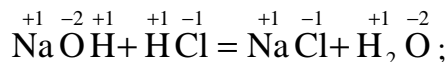


• **эндотермические реакции** – реакции, которые сопровождаются поглощением тепла:

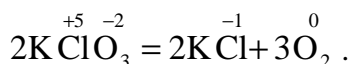


**3. По изменению степени окисления атомов элементов различают:**

• **реакции, протекающие без изменения степени окисления:**

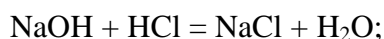
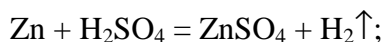
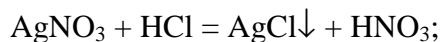


• **окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** – это реакции, при протекании которых изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ:

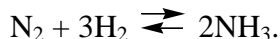


**4. По направлению протекания процесса различают:**

• **необратимые реакции** – это реакции, которые протекают в данных условиях только в одном направлении, в результате один из продуктов реакции выделяется в виде осадка, газа или воды:

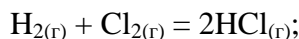


• **обратимые реакции** – это реакции, которые при одних и тех же условиях одновременно протекают в двух противоположных направлениях ( $\rightarrow$  прямая реакция,  $\leftarrow$  обратная реакция,  $\rightleftharpoons$  обратимая реакция):

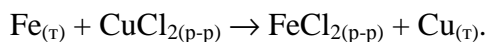


**5. По фазовому состоянию реагирующих веществ различают:**

• **гомогенные реакции** – это реакции, в которых исходные вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии (в одной фазе):



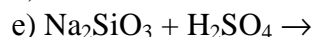
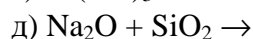
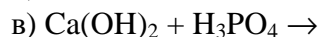
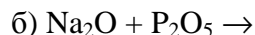
• **гетерогенные реакции** – это реакции, в которых исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах):



### Вопросы и задания

1. Какие Вы знаете типы химических реакций?

2. Какие реакции называют реакциями соединения? Приведите пример.
3. Какие реакции называют реакциями разложения? Приведите пример.
4. Какие реакции называют реакциями замещения? Приведите пример.
5. Какие реакции называют реакциями обмена? Приведите пример.
6. Дайте определение окислительно-восстановительной реакции.
7. Какие реакции называют: а) экзотермическими; б) эндотермическими?
8. Дайте определение обратимой реакции.
9. Закончите уравнения следующих реакций и определите, к какому типу относится каждая из них:



### Тестовые задания к теме 6

#### Классификация химических реакций

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Реакция между двумя сложными веществами, в ходе которой вещества обмениваются своими составными частями, – это реакция:

- |                |               |
|----------------|---------------|
| а) соединения; | в) обмена;    |
| б) разложения; | г) замещения. |

2. Реакция, в результате которой из нескольких простых или сложных веществ образуется одно новое сложное вещество, – это реакция:

- |                |                |
|----------------|----------------|
| а) соединения; | в) обмена;     |
| б) замещения;  | г) разложения. |

3. Реакция, в результате которой из одного сложного вещества образуется несколько простых или сложных веществ, – это реакция:

- |                |               |
|----------------|---------------|
| а) соединения; | в) обмена;    |
| б) разложения; | г) замещения. |

4. Реакция между простым и сложным веществом, в ходе которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, – это реакция:

- |                |                |
|----------------|----------------|
| а) соединения; | в) обмена;     |
| б) разложения; | г) разложения. |

5. Реакция, при протекании которой изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, – это реакция:

- |                                    |                     |
|------------------------------------|---------------------|
| а) эндотермическая;                | в) обратимая;       |
| б) окислительно-восстановительная; | г) экзотермическая. |

6. Реакция, которая при одних и тех же условиях одновременно протекает в двух противоположных направлениях, – это реакция:

- |                     |                 |
|---------------------|-----------------|
| а) экзотермическая; | в) обратимая;   |
| б) гомогенная;      | г) необратимая. |



7. Реакция, которая протекает в данных условиях только в одном направлении, – это реакция:

- а) экзотермическая;
- б) гомогенная;
- в) обратимая;
- г) необратимая.

8. Какая из приведенных реакций является реакцией разложения:

- а)  $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
- б)  $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

9. Какая из приведенных реакций является реакцией соединения:

- а)  $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
- б)  $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

10. Какая из приведенных реакций является реакцией обмена:

- а)  $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
- б)  $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

11. Какая из приведенных реакций является реакцией замещения:

- а)  $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
- б)  $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

12. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной реакцией:

- а)  $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$ ;
- б)  $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

13. Сумма коэффициентов в уравнении реакции, которая представлена схемой  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$  равна:

- а) 10; б) 11; в) 12; г) 13.

14. Коэффициент перед простым веществом в уравнении реакции, которая представлена схемой  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$  равен:

- а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

15. Какое уравнение соответствует реакции разложения:

- а)  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ ;
- б)  $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3 + 2\text{KCl}$ ;
- в)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ ;
- г)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ .

16. Какое уравнение соответствует реакции замещения:

- а)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ ;  
 б)  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$ ;  
 в)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 г)  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ .

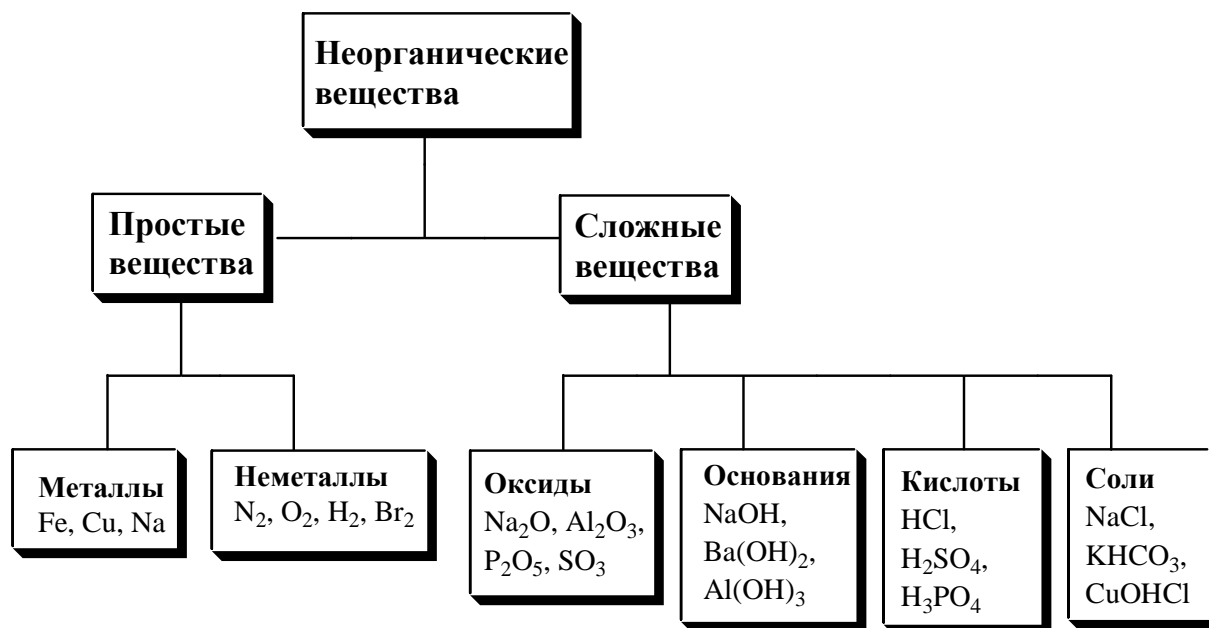
## 7. Основные классы неорганических соединений

### 7.1 Классификация неорганических соединений

Новые слова и словосочетания

кислота	acid	Acid
оксид	oxide	Oxide
основание	base	base
соль	salt	sel

Все неорганические вещества по составу делят на простые (молекулы состоят из атомов одного элемента) и сложные вещества (молекулы состоят из атомов разных элементов). Сложные вещества делят на классы: оксиды, основания, кислоты и соли. Деление сложных веществ на классы основано на сходстве химических свойств:



### 7.2 Оксиды, основания. Состав, номенклатура, строение

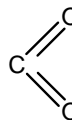
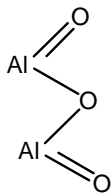
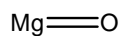
**Оксиды** – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления, равной –2.

**Номенклатура.** Названия оксидов составляют из слова "оксид" и названия образующего оксид элемента в родительном падеже.

Например,  $\text{MgO}$  – оксид магния,  $\text{Na}_2\text{O}$  – оксид натрия. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия оксида в скобках римской цифрой указывают степень окисления элемента:  $\text{SO}_2$  – оксид серы (IV),  $\text{SO}_3$  – оксид серы (VI).

Название оксидов можно составлять добавлением к слову "оксид" греческих числительных. Например,  $\text{SO}_2$  – диоксид серы,  $\text{SO}_3$  – триоксид серы.

Формулу оксида можно изобразить графически. При этом следует помнить, что каждая черточка соответствует одной единице валентности:



**Основания** – это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп ( $-\text{OH}$ ).

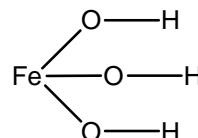
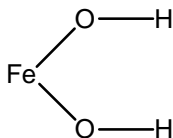
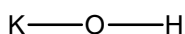
Общая формула оснований  $\text{Me}(\text{OH})_n$ .

Число гидроксильных групп в молекуле основания  $n$  соответствует валентности металла и определяет кислотность основания.

**Номенклатура.** Названия оснований составляют из слова "гидроксид" и названия металла в родительном падеже.

Например,  $\text{KOH}$  – гидроксид калия,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа (III).

Формулы оснований можно изображать графически:



### Вопросы и задания

1. Какие вещества называют оксидами?
2. Составьте формулы и назовите оксиды следующих элементов: а) калия; б) цинка; в) кремния (IV); г) хрома (VI); д) хлора (VII).
3. Изобразите графические формулы следующих оксидов: а) оксида меди (I); б) оксида фосфора (V); в) оксида марганца (VII).
4. Какие соединения называют основаниями?
5. Напишите названия и изобразите графические формулы следующих оснований: а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{NaOH}$ ; в)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
6. Составьте формулы оснований: а) гидроксида меди (I), б) гидроксида цинка, в) гидроксида свинца (II).

### 7.3 Кислоты. Состав, номенклатура, строение

Слова "кислота" и "кислый" не зря имеют общий корень. Растворы кислот на вкус кислые. Это не означает, что раствор любой кислоты можно пробовать на язык – среди них встречаются очень едкие и даже ядовитые. Но такие кислоты как уксусная (содержится в столовом уксусе), яблочная, лимонная, аскорбиновая (витамин C) знакомы вам именно своим кислым вкусом.

Все кислоты, независимо от их происхождения, объединяет общее свойство – они содержат реакционноспособные атомы водовода, которые в формуле записывают

на первом месте. Всю остальную часть формулы (без водорода) называют кислотным остатком. В связи с этим кислотам можно дать следующее определение:

**Кислотами** называют сложные вещества, в состав которых входят атомы водорода и кислотный остаток.

Общая формула кислоты  $H_mX$ ,  
где  $X^{m-}$  – кислотный остаток.

Например, для кислоты  $HCl$  кислотным остатком будет ион  $Cl^-$ ; для кислоты  $H_2SO_4$  кислотными остатками могут быть ионы  $HSO_4^-$  и  $SO_4^{2-}$ .

**Классификация кислот.** По составу кислоты делятся на бескислородные ( $HCl$ ,  $H_2S$ ,  $HCN$ ) и кислородсодержащие ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ).

Количество атомов водорода в кислоте, способных замещаться на металл, определяет основность кислоты. Например,  $HCl$  – одноосновная кислота,  $H_2SO_4$  – двухосновная кислота,  $H_3PO_4$  – трехосновная кислота.

**Номенклатура.** Названия *бескислородных* кислот составляют следующим образом:

**название неметалла + буква О + слово "водородная" + кислота.**

Например:  $HCl$  – хлороводородная кислота;

$H_2S$  – сероводородная кислота.

Названия *кислородсодержащих* кислот составляют из названия элемента, образующего кислоту, добавляя окончания -ная, -вая, если степень окисления элемента соответствует номеру его группы в периодической системе; по мере понижения степени окисления элемента суффиксы меняются в таком порядке:  $HNO_3$  – азотная кислота,  $HNO_2$  – азотистая кислота,  $H_2SO_4$  – серная кислота,  $H_2SO_3$  – сернистая кислота.

В таблице 15 приведены названия наиболее распространенных кислот и кислотных остатков.

Таблица 15 – Формулы и названия некоторых кислот и их кислотных остатков

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
$HCl$	хлороводородная (соляная)	$Cl^-$	хлорид-ион
$HBr$	бромоводородная	$Br^-$	бромид-ион
$HI$	иодоводородная	$I^-$	иодид-ион
$H_2S$	сероводородная	$HS^-$ $S^{2-}$	гидросульфид-ион сульфид-ион
$H_2SO_3$	сернистая	$HSO_3^-$ $SO_3^{2-}$	гидросульфит-ион сульфит-ион
$H_2SO_4$	серная	$HSO_4^-$ $SO_4^{2-}$	гидросульфат-ион сульфат-ион
$HNO_2$	азотистая	$NO_2^-$	нитрит-ион
$HNO_3$	азотная	$NO_3^-$	нитрат-ион
$H_3PO_4$	ортофосфорная	$H_2PO_4^-$ $HPO_4^{2-}$ $PO_4^{3-}$	дигидрофосфат-ион гидрофосфат-ион ортофосфат-ион
$H_2CO_3$	угольная	$HCO_3^-$ $CO_3^{2-}$	гидрокарбонат-ион карбонат-ион
$H_2SiO_3$	кремниевая	$HSiO_3^-$ $SiO_3^{2-}$	гидросиликат-ион силикат-ион

### Вопросы и задания

1. Какие соединения называют кислотами?
2. Составьте графические формулы следующих кислот:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
3. Определите степени окисления всех элементов в формулах кислот, приведенных в таблице.
4. Что называется кислотным остатком?
5. Чем определяется заряд кислотного остатка?
6. Чем определяется основность кислоты?

### 7.4 Соли. Состав, классификация, составление формул, номенклатура

**Соли** – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

**Классификация солей.** Соли бывают средние (нормальные), кислые, основные, двойные, комплексные.

**Средняя (нормальная) соль** – это продукт полного замещения всех атомов водорода атомами металла в молекулах кислот или всех гидроксильных групп кислотными остатками в молекулах оснований.

Например:  $2\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ ;

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – средние соли.

**Кислая соль** – продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом.

Например:  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ ;

$\text{NaHSO}_4$  – кислая соль.

**Основная соль** – продукт неполного замещения гидроксильных групп многокислотного основания кислотными остатками.

Например:  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{MgOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;

$\text{MgOHCl}$  – основная соль.

Если атомы водорода в кислоте замещаются атомами разных металлов или гидроксогруппы оснований замещаются различными кислотными остатками, то образуются **двойные соли**:  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ .

**Комплексные соли** – это соли, в состав которых входят комплексные ионы:  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

**Составление формул солей.** Если известны валентность (степень окисления) металла и заряд кислотного остатка, то формулы солей составляют так же, как и формулы соединений, состоящих из двух элементов (бинарных соединений).

Например, для того, чтобы составить формулу сульфата алюминия необходимо:

1) на первом месте записать химический символ металла, на втором – кислотного остатка, входящих в состав молекулы соли:

$\text{Al}(\text{SO}_4)$ ;

2) указать заряд иона металла и заряд кислотного остатка:

$\text{Al}^{3+}(\text{SO}_4)^{2-}$ ;

3) определить наименьшее общее кратное (НОК) для модулей заряда иона металла и заряда кислотного остатка (для чисел 3 и 2 это будет число 6);

4) найти число атомов металла и количество кислотных остатков. Для этого наименьшее общее кратное делят на значение заряда иона металла, находят индекс к металлу:  $6 / 3 = 2$ . В случае, если индекс получается равным единице, его не пишут. Затем наименьшее общее кратное делят на значение заряда кислотного остатка, находят индекс к кислотному остатку:  $6 / 2 = 3$ . В случае, если индекс получается больше единицы, то формулу кислотного остатка заключают в скобки. Значит, в данной соли на каждые два атома алюминия приходится три кислотных остатка серной кислоты.

Таким образом, формула сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

**Номенклатура солей.** В таблице 16 приведена классификация и принцип составления названий (номенклатура) солей.

Таблица 16 – Классификация солей

Тип солей	Примеры	Характер образования	Схема составления названия солей (номенклатура)
1	2	3	4
Средние (нормальные)	$\text{MgCl}_2$ , $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{CuSO}_4$	Полное замещение в кислоте атомов водорода на металл	Название аниона кислотного остатка в именительном падеже + название катиона металла в родительном падеже. Если металл проявляет переменную валентность, то ее указывают римскими цифрами в скобках после названия катиона. Например: $\text{NaCl}$ – хлорид натрия; $\text{FeSO}_4$ – сульфат железа(II)
Кислые	$\text{NaHCO}_3$ , $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , $\text{NaH}_2\text{PO}_4$	Неполное замещение атомов водорода в многоосновной кислоте (кислота в избытке)	В названиях солей прибавляется приставка <i>гидро-</i> к названию аниона с указанием числа атомов водорода. Например: $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ – гидроортофосфат натрия; $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ – дигидроортофосфат натрия
Основные	$\text{MgOHCl}$ , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	Неполное замещение групп $\text{OH}^-$ в многокислотном основании (основание в избытке)	В названиях солей прибавляется приставка <i>гидроксо-</i> с указанием числа гидроксигрупп. Например: $\text{MgOHCl}$ – гидроксохлорид магния; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид железа(III)
Двойные (катионы двух металлов)	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ , $\text{K}_2\text{NaPO}_4$	Полное замещение ионов водорода на ионы двух различных металлов (кислота + два основания)	Названия аниона кислотного остатка в именительном падеже + названия катионов металла в родительном падеже в алфавитном порядке. Например: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия-калия

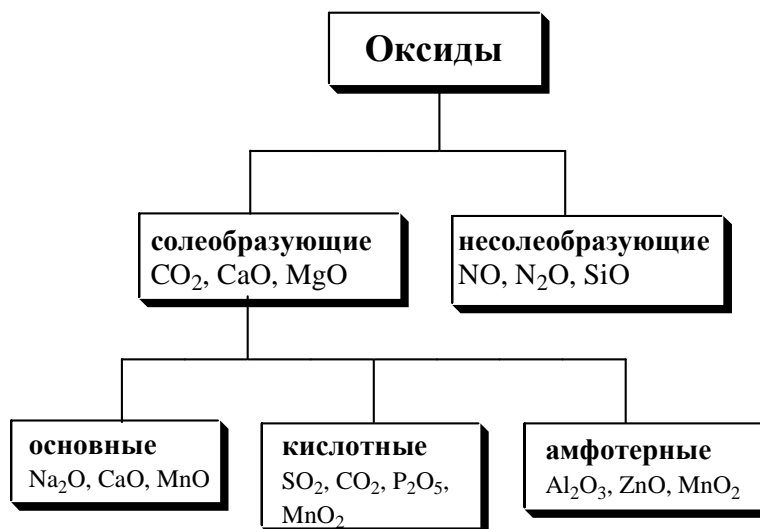
1	2	3	4
Смешанные (два разных аниона)	$\text{AlSO}_4\text{Cl}$ , $\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$	Полное замещение групп $\text{OH}^-$ в многокислотном основании на остатки двух различных кислот (основание + две кислоты)	Названия анионов кислотных остатков в именительном падеже + название металла в родительном падеже. Например: $\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$ – гидрокарбонат-карбонат натрия
Комплексные	$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$	Особое образование	$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоалюминат калия

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называют солями?
2. Как классифицируют соли?
3. Укажите средние соли, кислые соли и основные соли:  $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .
4. Напишите названия солей:  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{FeOHCl}$ ,  $\text{BaCO}_3$ .
5. Составьте формулы следующих солей: а) хлорид меди (I); б) сульфид натрия; в) силикат магния; г) сульфат цинка; д) хлорид железа (III); е) нитрит калия; ж) гидрокарбонат кальция; з) дигидрофосфата магния; и) гидроксохлорид меди (II).

### 7.5 Классификация, свойства и получение оксидов

По химическим свойствам все оксиды подразделяют на несолеобразующие, солеобразующие, основные, кислотные и амфотерные.



**Солеобразующие оксиды** – это оксиды, которые при химических реакциях образуют соли.



Оксиды, которые не образуют солей, называют **несолеобразующими**.

Солеобразующие оксиды делят на *основные, кислотные и амфотерные*.

**Основные оксиды** – это оксиды металлов Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (щелочные металлы), Ca, Sr, Ba (щелочноземельные металлы), а также других металлов в их низших степенях окисления. Основным оксидам соответствуют основания.

Например:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$  (соответствующие основания  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$ ,  $\text{CuOH}$ ).

**Кислотные оксиды** – это оксиды неметаллов, а также металлов в высших степенях окисления. Кислотным оксидам соответствуют кислоты.

Например:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  (соответствующие кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ).

**Амфотерные оксиды** одновременно проявляют свойства кислотных оксидов (взаимодействуют с основаниями и основными оксидами) и основных оксидов (взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами).

В таблице 17 приведены химические свойства всех типов оксидов, а в таблице 18 – способы их получения.

Таблица 17 – Химические свойства оксидов

Основные оксиды	Кислотные оксиды
1. Основной оксид + вода → → щелочь $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$ , $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$	1. Кислотный оксид + вода → кислота $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}_4$ , $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ нет реакции (исключение)
2. Основной оксид + кислота → → соль + вода $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	2. Кислотный оксид + щелочь → соль + вода $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Основной оксид + кислотный оксид → соль $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$ , $3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	3. Кислотный оксид + основной оксид → → соль $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSiO}_3$ , $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{K}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}_3\text{PO}_4$
Амфотерные оксиды	
С кислотами реагируют как основные оксиды $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	С основаниями (щелочами) реагируют как кислотные оксиды $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ↓ диоксоцинкат $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ натрия



Таблица 18 – Получение оксидов

Способ получения	Примеры
1. Металл + кислород $\rightarrow$ оксид. Неметалл + кислород $\rightarrow$ оксид. Это реакция горения	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ , $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$
2. Нерастворимое основание $\xrightarrow{t^0}$ $\xrightarrow{t^0}$ оксид + вода. Это реакция разложения оснований	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ , $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^0} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
3. Соль $\xrightarrow{t^0}$ оксид + оксид. Это реакция разложения солей	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ ,
4. Кислота $\xrightarrow{t^0}$ оксид + вода Это реакция разложения кислот	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. Сложное вещество + кислород $\rightarrow$ $\rightarrow$ оксид + оксид. Горение сложных веществ	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2\uparrow$

### Вопросы и задания

- Какие вещества называют оксидами?
- Какие вы знаете оксиды?
- Какие из следующих соединений будут реагировать с оксидом серы (VI):  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ . Напишите уравнения возможных реакций.
- Составьте уравнения химических реакций между:
  - оксидом кальция и оксидом фосфора (V); б) оксидом железа (III) и оксидом серы (VI); в) серной кислотой и оксидом цинка.
- Допишите уравнения реакций:
 
$$\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^0} \quad$$

$$\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^0} \quad$$

$$\text{FeS} + \text{O}_2 \longrightarrow \quad$$

$$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \quad$$

### 7.6 Классификация, свойства и получение оснований

Основания классифицируют по следующим признакам:

- По кислотности (по числу групп  $\text{OH}^-$  в молекуле основания) различают:
  - *однокислотные основания* (содержат одну гидроксильную группу), например,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ;
  - *многокислотные основания* (содержат несколько гидроксильных групп), например,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – двухкислотное основание;  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – трехкислотное основание.
- По отношению к воде основания делят на *растворимые* и *нерастворимые*. Основания, растворимые в воде, называют *щелочами*. К ним относятся гидроксиды щелочных металлов (металлы 1-й группы главной подгруппы) –  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ , а также щелочноземельных металлов –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

Основания, образованные металлами других групп периодической системы, в воде практически не растворяются. **К нерастворимым** относятся гидроксиды всех остальных металлов, например:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и другие. Способность основания растворяться в воде определяют с помощью таблицы растворимости (стр. 134).

В таблице 19 приведены химические свойства растворимых и нерастворимых оснований, а в таблице 20 – способы их получения.

Таблица 19 – Химические свойства оснований

Растворимые в воде основания (щелочи)	Нерастворимые основания
<b>Действие на индикаторы (изменение окраски индикаторов)</b>	
фенолфталеин – малиновый цвет; метилоранж – желтый цвет; лакмус – синий цвет	Окраска не изменяется
<b>Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)</b>	
2. Основание + кислота $\rightarrow$ соль + вода $2\text{NaOH} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	1. Основание + кислота $\rightarrow$ соль + вода $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
<b>Взаимодействие с кислотными оксидами</b>	
3. Щелочь + кислотный оксид $\rightarrow$ соль + вода $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Не реагируют
<b>Взаимодействие с растворами солей</b>	
Щелочь + соль 1 $\rightarrow$ соль 2 + основание $\text{p}^* \quad \quad \quad \text{H}^*$ $3\text{KOH} + \text{AlCl}_3 = 3\text{KCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{p}^* \quad \quad \quad \text{H}^*$	Не реагируют
<b>Разложение при нагревании</b>	
Не характерно	Основание $\xrightarrow{t^0}$ оксид + вода $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^0} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
<b>Амфотерные гидроксиды</b>	
1. Амфотерный гидроксид + кислота $\rightarrow$ соль + вода: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (проявление свойств оснований)	
2. Амфотерный гидроксид + щелочь $\rightarrow$ соль + вода: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} (\text{тв.}) \xrightarrow{t^0} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow,$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (проявление кислотных свойств)	

$\text{p}^*$  – растворимая соль,  $\text{H}^*$  – нерастворимое основание.

Таблица 20 – Получение оснований

Способ получения	Примеры
1. Активный металл + вода → основание (щелочь)	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ ; $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
2. Оксид активного металла + вода → основание	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ ; $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$
3. Щелочь + соль 1 → основание↓ + соль 2 <i>растворимое                      нерастворимое</i> <i>основание                      основание</i>	$2\text{NaOH} + \text{NiSO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

## Вопросы и задания

- Какие вещества называют основаниями (гидроксидами)?
- Какие основания являются щелочами?
- Напишите уравнения реакций между следующими соединениями:
  - гидроксидом калия и азотной кислотой;
  - гидроксидом калия и хлоридом железа (III);
  - гидроксидом натрия и оксидом кремния (IV);
  - гидроксидом калия и сульфатом цинка.
- Напишите уравнения следующих превращений:
  - $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ ;
  - $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$ ;
  - $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ .

## 7.7 Свойства и получение кислот

Большинство кислот хорошо растворяется в воде.

Основные химические свойства кислот приведены в таблице 21.

Таблица 21 – Химические свойства кислот

Химические свойства кислот	Примеры
1. Действие на <b>индикаторы</b> : фенолфталеин – бесцветный; метилоранж – красный цвет; лакмус – красный цвет	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{лакмус} \rightarrow \text{красный цвет}$ , $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{метилоранж} \rightarrow \text{красный цвет}$ , $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{фенолфталеин} \rightarrow \text{бесцветный}$
2. Кислота + <b>основание</b> → соль + вода	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
3. Кислота + <b>основной оксид</b> → → соль + вода	$2\text{HCl} + \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; $2\text{HNO}_3 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. Кислота 1 + <b>соль 1</b> → кислота 2 + + соль 2 (реакция возможна, если образуется осадок, газ, вода, слабый электролит)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{BaSO}_4 \downarrow$ ; $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
5. Кислота* + <b>металл**</b>	$2\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ ; $\text{HCl} + \text{Cu} \neq$
6. <b>Разложение</b> некоторых кислот при нагревании	$\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

\* При взаимодействии  $\text{HNO}_3$  с металлами водород ( $\text{H}_2$ ) не выделяется (образуются газы  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ). Концентрированная серная кислота также не выделяет водород при взаимодействии с металлами.

\*\* По своей активности металлы располагаются в ряд, который называют *рядом активности*, или *электрохимическим рядом напряжений металлов*. Активность металлов в ряду напряжений уменьшается слева направо. Характер взаимодействия металлов с кислотами определяется их положением в ряду напряжений. Металлы, которые расположены слева от водорода вытесняют водород ( $\text{H}_2$ ) из растворов кислот (кроме кислот-окислителей:  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$ ). Металлы, которые расположены справа от водорода никогда не вытесняют водород из растворов кислот.

### Электрохимический ряд напряжений металлов

$\text{Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au}$

Активность металлов уменьшается  $\rightarrow$

Основные методы получения кислот сведены в таблице 22.

Таблица 22 – Получение кислот

Способ получения	Примеры
1. Кислотный оксид + вода $\rightarrow$ кислота (ангидрид)	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ ; $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
2. Соль 1 + кислота 1 $\rightarrow$ соль 2 + + кислота 2	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ ; $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
3. Водород + неметалл $\rightarrow$ газ, газ $\xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}}$ кислота (этим способом получают только бески- слородные кислоты)	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}\uparrow$ ; $\text{HCl}_{(\text{газ})} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{HCl}_{(\text{кислота})}$ ; $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$ ; $\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{S}_{(\text{кислота})}$

### Вопросы и задания

1. Напишите формулы оксидов, которые соответствуют кислотам:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить:  
а) серную кислоту; б) угольную кислоту; в) кремниевую кислоту.

3. Какие металлы могут взаимодействовать с хлороводородной кислотой:  $\text{K}$ ,  $\text{Hg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$ ? Напишите уравнения реакций.

4. Напишите уравнения следующих превращений: а)  $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ;  
б)  $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ .

5. Напишите уравнения реакций между веществами: а) серная кислота и хлорид алюминия; б) гидроксид натрия и азотная кислота; в) серная кислота и оксид железа (II).

## 7.8 Свойства и получение солей

В таблице 23 рассмотрены химические свойства солей

Таблица 23 – Химические свойства солей

Химические свойства средних солей	Примеры
<p>1. Соль 1 + кислота 1 → соль 2 + кислота 2 (реакция возможна при условии образования осадка ↓ или газа ↑)  <math>\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SiO}_3) \rightarrow</math>  (каждая предыдущая кислота вытесняет последующую кислоту из раствора ее соли)</p>	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow;$ $\text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow;$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
2. Соль 1 + щелочь → соль 2 + основание ↓	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow;$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} \rightarrow 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
3. Соль 1 + соль 2 → соль 3 + соль 4 ↓	$\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{BaSO}_4\downarrow;$ $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$
4. Соль 1 + металл 1 → соль 2 + металл 2 (металл 1 должен быть активнее металла 2, смотри ряд напряжений металлов)	$\text{CuCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu};$ $\text{ZnCl}_2 + \text{Cu} \neq$
5. Разложение некоторых солей при нагревании	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$

В таблице 24 приведены схемы получения средних, кислых и основных солей.

Таблица 24 – Получение солей

Способы получения средних солей	Примеры
1	2
1. Металл + неметалл → соль	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
2. Металл + кислота → соль	$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3. Металл 1 + соль 1 → соль 2 + металл 2	$\text{Zn} + \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Sn}$
4. Основной оксид + кислотный оксид → соль	$\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
5. Основной оксид + кислота → соль	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. Кислотный оксид + основание → соль	$\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
7. Основание + кислота → соль	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
8. Щелочь + соль 1 → соль 2 + основание ↓	$2\text{NaOH} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$
9. Кислота 1 + соль 1 → соль 2 + кислота 2	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
10. Соль 1 + соль 2 → соль 3 + соль 4 ↓	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$

1	2
Способы получения кислых солей	Примеры
1. Кислота (изб.) + основание (недост.) → → кислая соль + вода	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. Кислота + соль средняя этой же кислоты → кислая соль	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2;$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaHSO}_4$
3. Реакция гидролиза некоторых средних солей: $\text{средняя соль} + \text{вода} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{кислая соль} + \text{щелочь}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH};$ $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHS} + \text{KOH}$
Способы получения основных солей	Пример
1. Основание (изб.) + кислота (недост.) → → основная соль + вода	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. Средняя соль + щелочь → → основная соль + средняя соль	$\text{FeCl}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KCl}$
3. Реакция гидролиза некоторых средних солей: $\text{средняя соль} + \text{вода} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{основная соль} + \text{кислота}$	$\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOHCl} + \text{HCl},$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuOHNO}_3 + \text{HNO}_3$

### Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций между веществами: а) алюминий и серная кислота; б) хлорид натрия и нитрат серебра; в) серная кислота и гидроксид натрия.

2. Составьте формулы следующих солей:

- |                        |                           |
|------------------------|---------------------------|
| а) нитрат меди (II);   | е) сульфат цинка;         |
| б) хлорид железа (II); | ж) гидрокарбонат цинка;   |
| в) бромид ртути (II);  | з) нитрит натрия;         |
| г) силикат магния;     | и) сульфид меди (I);      |
| д) фосфат калия;       | к) гидросиликат алюминия. |

3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать раствор гидроксида кальция? Напишите уравнения реакций и определите тип каждой реакции:

- |                             |                      |
|-----------------------------|----------------------|
| а) хлороводородная кислота; | г) нитрат меди (II); |
| б) сульфат железа (III);    | д) оксид магния;     |
| в) хлорид цинка;            | е) оксид серы (IV).  |

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

- а)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu};$   
б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2;$   
в)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2;$   
г)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4.$

## Тестовые задания к теме 7

### Основные классы неорганических соединений

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Укажите ряд, в котором приведены только кислотные оксиды:

- а)  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ;
- б)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ;
- в)  $\text{ZnO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_3$ ;
- г)  $\text{BaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ .

2. Укажите ряд, в котором приведены только основные оксиды:

- а)  $\text{BaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{ZnO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_3$ ;
- в)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ;
- г)  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuO}$ .

3. Оксиды, которые реагируют с кислотами и с основаниями, – это

- а) основные оксиды;    б) кислотные оксиды;
- в) амфотерные оксиды;    г) несолеобразующие оксиды.

4. Укажите ряд, в котором приведены только средние соли:

- а)  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ;
- в)  $\text{ZnOHCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{CuOHNO}_3$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

5. Укажите ряд, в котором приведены только кислые соли:

- а)  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ;
- в)  $\text{ZnOHCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{CuOHNO}_3$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

6. Укажите ряд, в котором приведены только основные соли:

- а)  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ;
- в)  $\text{ZnOHCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{CuOHNO}_3$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ ;
- г)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

7. Укажите ряд, в котором приведены только амфотерные оксиды:

- а)  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ;
- б)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ;
- в)  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BeO}$ ;
- г)  $\text{BaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ .

8. Кислоты не взаимодействуют с:

- а) солями;
- б) основаниями;
- в) кислотными оксидами;
- г) основными оксидами.

9. Оксиды активных металлов не взаимодействуют с:

- а) кислотами;
- б) основаниями;
- в) кислотными оксидами;
- г) водой.

10. Основания не взаимодействуют с:

- а) кислотами;
- б) основаниями;
- в) кислотными оксидами;
- г) солями.

11. Кислотные оксиды не взаимодействуют с:

- а) кислотами;
- б) основаниями;
- в) основными оксидами;
- г) водой.

12. Соли не взаимодействуют с:

- а) кислотами;
- б) основаниями;
- в) основными оксидами;
- г) металлами.

13. При нагревании  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  образуется вода и:

- а) оксид хрома(II);
- б) оксид хрома(III);
- в) оксид хрома(VI);
- г) хром.

14. Нитрат кальция можно получить при взаимодействии

- а) оксида кальция и нитрата бария;
- б) карбоната кальция и нитрата натрия;
- в) гидроксида кальция и азотной кислоты ;
- г) фосфата кальция и нитрата калия.

15. Формула сульфата натрия:

- а)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
- в)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;
- г)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

16. Какой из элементов образует кислотный оксид?

- а) стронций;
- б) кальций;
- в) сера;
- г) магний.

17. Вещество, химическая формула которого  $\text{P}_2\text{O}_5$  это:

- а) кислота;
- б) кислотный оксид;



- в) основание;  
г) основной оксид.

18. Гидроксид калия не реагирует с веществом, формула которого:

- а)  $P_2O_5$ ;  
б)  $H_2SO_4$ ;  
в)  $Ba(OH)_2$ ;  
г)  $AlCl_3$ .

19. При нагревании гидроксида меди(II) образуются вещества, формулы которых:

- а) Cu и  $H_2O$ ;  
б) CuO и  $H_2O$ ;  
в)  $Cu_2O$  и  $H_2O$ ;  
г) CuO и  $H_2$ .

20. Карбонат кальция реагирует с:

- а) MgO;  
б)  $H_2O$ ;  
в) Pb;  
г) HCl.

## 8. Окислительно-восстановительные реакции

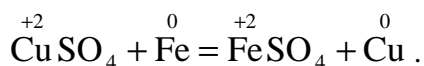
### Новые слова и словосочетания

восстановитель	reductant	réducteur
наивысший	the highest	le plus haut
окислитель	oxidant	oxydant
отдавать	to give away	donner
повышать	to increase	augmenter
понижение	decrease	decrease
превращение	transformation	transformation
присоединять	to add, to connect	ajouter
проверка	check	vérifier
процесс восстановления	reduction process	le processus de récupération
процесс окисления	oxidation process	le procédé d'oxydation
сопровождается	accompanied by	accompagné par
уравнять	equalize	égaliser

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Понятие о степенях окисления атомов и правила их расчета подробно приведены в разделе 4.2.

Рассмотрим реакцию взаимодействия сульфата меди (II) с железом:

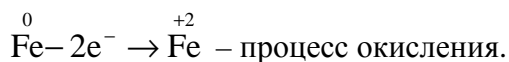


Медь и железо изменяют свои степени окисления: степень окисления меди понижается от +2 до 0, степень окисления железа повышается от 0 до +2.

Ион меди (II) присоединяет два электрона – восстанавливается:



Атом железа отдает два электрона – окисляется:



**Восстановление** – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, который сопровождается понижением степени окисления элемента (Рис. 5).

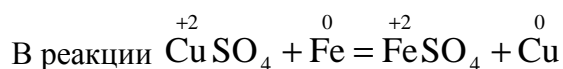
**Окислители** – это атомы, молекулы или ионы, способные присоединять электроны, т. е. понижать свою степень окисления.

**Окисление** – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, который сопровождается повышением степени окисления элемента.

**Восстановители** – это атомы, молекулы или ионы, способные отдавать электроны, т. е. повышать свою степень окисления.



Рис. 5 – Схема изменения степеней окисления в окислительно-восстановительных процессах.



$\text{Cu}^{2+}$  – окислитель, а Fe – восстановитель.

Восстановитель в химической реакции всегда окисляется, а окислитель – восстанавливается.

Важнейшие восстановители и окислители

– *восстановители*: металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) – CO, соединения, в состав которых входят атомы элементов в низшей степени окисления –  $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ ,  $\text{H}\overset{-1}{\text{Cl}}$ ,  $\text{H}\overset{-1}{\text{Br}}$ ,  $\text{H}\overset{-1}{\text{I}}$ ,  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ ;

– *окислители*: галогены ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ), кислород –  $\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (концентрированная), соединения, в состав которых входят атомы элементов в высшей степени окисления –  $\text{K}\overset{+7}{\text{Mn}}\text{O}_4$ ,  $\text{K}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\text{O}_7$ .

### Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

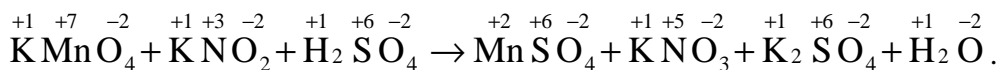
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса следует помнить, что процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления, а число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.

**Правила** составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

1) записать схему химической реакции, например:



2) определить степени окисления атомов элементов до реакции и после нее; выделить элементы, атомы которых изменяют свои степени окисления в ходе реакции:

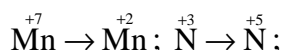


Степень окисления изменяют: Mn от +7 до +2 и N от +3 до +5.

Степень окисления марганца в ходе реакции понижается, азота – повышается.

Следовательно,  $\overset{+7}{\text{Mn}}$  или  $\text{KMnO}_4$  – окислитель, а  $\overset{+3}{\text{N}}$  или  $\text{HNO}_2$  – восстановитель.

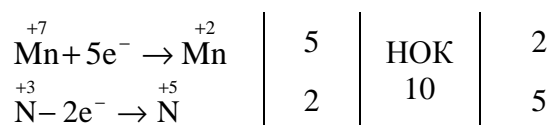
В ходе реакции происходят такие превращения:



3) составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления, определить число электронов, присоединенных окислителем и отданных восстановителем. При этом должен соблюдаться закон сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции:



4) составить уравнения электронного баланса: уравнивать число электронов, отданных восстановителем, и число электронов, присоединенных окислителем, подобрав наименьшее общее кратное (НОК) и дополнительные множители для каждого из электронных уравнений:



Для первого уравнения таким множителем будет 2, для второго – 5. Полученные множители являются коэффициентами. Переносим их в схему реакции:

5) определить коэффициенты при восстановителе и окислителе:

перед формулами соединений, которые содержат  $\overset{+7}{\text{Mn}}$  и  $\overset{+2}{\text{Mn}}$ , должен стоять коэффициент 2; перед формулами веществ, которые содержат  $\overset{+3}{\text{N}}$  и  $\overset{+5}{\text{N}}$  – коэффициент 5:



б) уравнивать числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления при протекании реакции:



7) провести проверку правильности подобранных коэффициентов. После чего знак  $\rightarrow$  может быть заменен на знак равенства:



### Классификация окислительно-восстановительных реакций

Типы ОВР	Примеры	Определения
Внутримолекулярные	$2\text{Na}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3 \rightarrow 2\text{Na}\overset{+3}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_2 + \overset{0}{\text{O}}_2,$ $(\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_4)_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\text{O}_7 \rightarrow \overset{0}{\text{N}}_2 + \overset{+3}{\text{Cr}}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$	Реакции идут с изменением степени окисления разных атомов в одной молекуле
Межмолекулярные	$\overset{+2}{\text{Cu}}\text{SO}_4 + \overset{0}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}\text{SO}_4 + \overset{0}{\text{Cu}},$ $2\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}} + \text{H}_2\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_3 \rightarrow 3\overset{0}{\text{S}} + 3\text{H}_2\text{O}$	Реакции идут с изменением степени окисления атомов в молекулах разных веществ
Самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)	$\overset{0}{\text{Cl}}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}\overset{-1}{\text{Cl}} + \text{K}\overset{+1}{\text{Cl}}\text{O} + \text{H}_2\text{O},$ $3\text{K}_2\overset{+6}{\text{Mn}}\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}\overset{+7}{\text{Mn}}\text{O}_4 + \overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2 + 4\text{KOH},$ $8\text{KOH} + 4\overset{0}{\text{S}} \rightarrow 3\text{K}_2\overset{-2}{\text{S}} + \text{K}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$	Реакции идут с изменением степени окисления одинаковых атомов в молекуле одного и того же вещества

### Вопросы и задания

- Какой процесс называется: а) окислением; б) восстановлением?
- Какие вещества называют: а) окислителями; б) восстановителями? Приведите примеры.
- Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель:
  - $\text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
  - $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O};$
  - $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
  - $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O};$
  - $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}.$

## Тестовые задания к теме 8

### Окислительно-восстановительные реакции

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Реакция, протекающая с изменением степени окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ, – это реакция:

- а) разложения;
- б) окислительно-восстановительная;
- в) обмена;
- г) замещения.

2. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:

- а)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ ;
- б)  $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ ;
- г)  $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ .

3. Восстановление – это процесс:

- а) присоединения электронов атомом, молекулой или ионом;
- б) распада вещества на ионы;
- в) процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом;
- г) обратимый.

4. Окисление – это процесс:

- а) распада вещества на ионы;
- б) присоединения электронов атомом, молекулой или ионом;
- в) процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом;
- г) испарения.

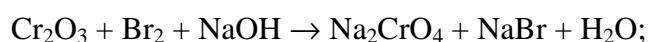
5. Окислители – это атомы, молекулы или ионы, которые:

- а) повышают свою степень окисления;
- б) отдают электроны;
- в) не изменяют свою степень окисления;
- г) присоединяют электроны.

6. Восстановители – это атомы, молекулы или ионы, которые:

- а) не изменяют свою степень окисления;
- б) присоединяют электроны;
- в) отдают электроны;
- г) понижают свою степень окисления.

7. Выберите число, равное сумме коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



- а) 10; б) 20; в) 27; г) 8.

8. В окислительно-восстановительной реакции  $\overset{0}{\text{Fe}} + \overset{+2}{\text{CuSO}}_4 = \overset{+2}{\text{FeSO}}_4 + \overset{0}{\text{Cu}}$  окислителем является:

- а) атом железа в степени окисления 0;

- б) ион меди  $\text{Cu}^{2+}$ ;  
в) ион железа  $\text{Fe}^{2+}$ ;  
г) атом меди в степени окисления 0.

9. Укажите ряд, в котором приведены только окислители:

- а)  $\text{Na}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
б)  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ;  
в)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2$ ;  
г)  $\text{Al}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ .

10. Укажите ряд, в котором приведены только восстановители:

- а)  $\text{Na}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
б)  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ;  
в)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2$ ;  
г)  $\text{Al}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ .

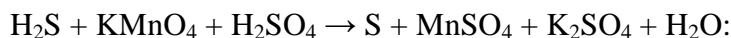
11. Выберите схему преобразования, которое является процессом восстановления:

- а)  $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$ ;  
б)  $\text{KCrO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$ ;  
в)  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
г)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4$ .

12. Укажите сумму коэффициентов в уравнении  $\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$  :

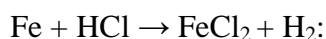
- а) 7; б) 6; в) 5; г) 9;

13. Выберите правильное утверждение для реакции



- а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – окислитель;  
б)  $\text{KMnO}_4$  – окислитель;  
в)  $\text{H}_2\text{S}$  – окислитель;  
г)  $\text{KMnO}_4$  – восстановитель.

14. Выберите правильное утверждение для реакции



- а) степень окисления атома железа уменьшается;  
б) степень окисления атома железа не изменяется;  
в) окислителем является железо;  
г) восстановителем является железо.

15. Укажите число, равное коэффициенту при окислителе в уравнении реакции:



- а) 2;  
б) 4;  
в) 1;  
г) 7.

16. Выберите формулу вещества, которое является восстановителем в реакции



- а)  $\text{NaNO}_3$ ;  
б)  $\text{KMnO}_4$ ;

- в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
г)  $\text{NaNO}_2$ .

17. Выберите формулу соединения, которое может быть только восстановителем:

- а)  $\text{HClO}_4$ ;  
б)  $\text{KMnO}_4$ ;  
в)  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  
г)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

18. Выберите формулу соединения, которое может быть только окислителем:

- а)  $\text{NH}_3$ ;  
б)  $\text{PH}_3$ ;  
в)  $\text{KNO}_3$ ;  
г)  $\text{KCl}$ .

19. Выберите формулу соединения, которое может быть как окислителем, так и восстановителем:

- а)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  
б)  $\text{MnO}_2$ ;  
в)  $\text{CuO}$ ;  
г)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

20. Выберите схему преобразования, которое является процессом окисления:

- а)  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ ;  
б)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{PH}_3$ ;  
в)  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl}$ ;  
г)  $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$ .

## 9. Энергетика химических процессов

### Энтальпия химической реакции. Закон Гесса

#### Новые слова и словосочетания

внутренняя энергия	internal energy	l'énergie interne
замкнутый	closed	fermé
образование	formation	formation
постоянный	constant	constant
разница	difference	différence
разрыв	break	gap
сопровождаться	to be accompanied	être accompagné
тепловой эффект	heat of reaction	l'effet de la chaleur
теплота	heat	heat
энтальпия	enthalpy	enthalpie

Разрыв и образование химических связей в ходе реакции сопровождается изменением энергии системы. Разница в энергиях связей в продуктах реакции и исходных веществах составляет энергию химической реакции, в том числе ее теплоту. Теплота – это один из видов энергии. При химической реакции может происходить выделение (поглощение) энергии и в других видах (электрическая, механическая, световая энергия).

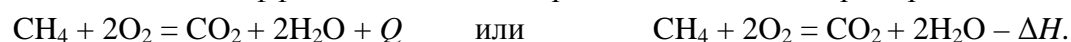
*Тепловой эффект химической реакции – это количество тепловой энергии (теплоты), выделившееся или поглощенное системой в результате протекающих в ней химических превращений.*

В зависимости от условий проведения процесса, способность вещества поглощать или выделять энергию характеризуют:

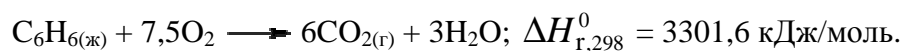
*внутренней энергией ( $U$ )* – для реакций, которые протекают при постоянном объеме (в замкнутой системе);

*энтальпией ( $H$ )* – для реакций, которые протекают при постоянном давлении в открытом сосуде. Символ  $H$  связано с англ. *heat* – теплота.

*Тепловой эффект* обозначается символами  $Q$  или  $\Delta H$  ( $Q = -\Delta H$ ). Реакции, которые протекают с выделением теплоты ( $Q > 0$ ;  $\Delta H < 0$ ), относятся к *экзотермическим*, а с ее поглощением ( $Q < 0$ ;  $\Delta H > 0$ ) – к *эндотермическим*. Уравнение реакции с указанием ее теплового эффекта называется *термохимическим*. Например:



Если теплоту реакции отнести к 1 моль определенного вещества, то в термохимическом уравнении некоторые стехиометрические коэффициенты (коэффициенты в уравнении химической реакции) могут быть дробными. Например:



На теплоту образования веществ влияет их агрегатное и фазовое состояние. Поэтому в термохимических уравнениях принято указывать это состояние (г – газ, ж – жидкость, т – твердое вещество, к – кристаллическая фаза).

Таким образом, тепловой эффект химической реакции ( $\Delta H_{\text{г}}^0$ ) равен количеству энергии в форме теплоты, которая выделяется или поглощается в результате химического процесса, протекающего при постоянном давлении и температуре.

Энтальпия образования простых веществ равна нулю.

*Стандартная энтальпия образования сложного вещества ( $\Delta H_{\text{ф},298}^0$ )* – энтальпии реакции образования этого вещества из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях.

Стандартные условия:

$$T = 298,15\text{К}; P = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм.рт.ст.} = 101,325 \text{ кПа}.$$

Так,  $\Delta H_{\text{ф},298}^0(\text{Ag}_2\text{O}) = -30 \text{ кДж/моль}$ , говорит о том, что при образовании 1 моль  $\text{Ag}_2\text{O}$  из простых веществ ( $\text{Ag}$  и  $\text{O}_2$ ) выделяется энергия 30 кДж.

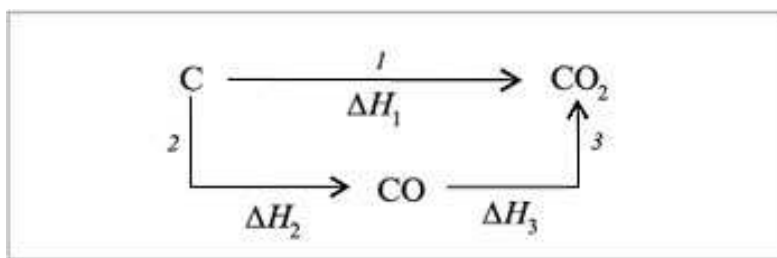
В основе термохимических расчетов лежит закон постоянства количества теплоты, открытый русским химиком Г. И. Гессом:

*тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояний реагирующих веществ и не зависит от пути реакции (т.е. от числа стадий и промежуточных состояний).*

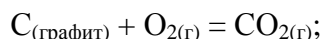
Этот закон является следствием всеобщего закона сохранения энергии.



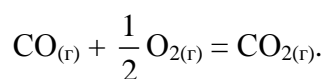
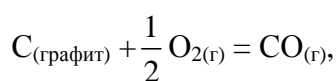
Закон Гесса можно пояснить с помощью следующего примера:  
 углекислый газ (CO<sub>2</sub>) можно получить из углерода (C) и кислорода (O<sub>2</sub>) двумя путями:



1) в одну стадию – прямым сжиганием углерода в избытке кислорода



2) в две стадии – получением сначала монооксида углерода и его последующим сжиганием



Согласно закону Гесса:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

В соответствии с законом Гесса термохимические уравнения реакций можно складывать друг с другом, вычитать из одного уравнения другое, умножать или делить на соответствующий коэффициент.

*Следствие из закона Гесса: тепловой эффект реакции (энтальпия реакции) равен разности между суммой стандартных энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ, с учетом коэффициентов:*

$$\Delta H_{r, 298}^0 = \sum n_{\text{(прод.)}} \Delta H_{f, 298 \text{ (прод.)}}^0 - \sum n_{\text{(исх.)}} \Delta H_{f, 298 \text{ (исх.)}}^0,$$

где  $n$  – коэффициенты в уравнении реакции.

*Пример.* Вычислить тепловой эффект реакции  $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$ , если стандартная теплота образования оксида железа (III) составляет +821,5 кДж/моль, а стандартная теплота образования оксида алюминия +1675,7 кДж/моль (теплота образования простого вещества равна нулю).

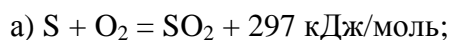
Для приведенной реакции тепловой эффект рассчитываем по закону Гесса:

$$\Delta H_{r, 298}^0 = \Delta H_{f, 298}^0 (Al_2O_3) - \Delta H_{f, 298}^0 (Fe_2O_3) = 1675,7 - 821,5 = 854,2 \text{ кДж/моль}.$$

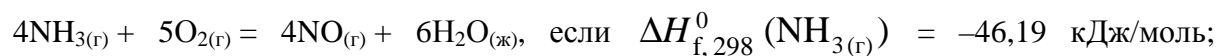
### Вопросы и задания

1. Что называют тепловым эффектом химической реакции?
2. Какие уравнения называют термохимическими уравнениями?
3. Какие условия называют стандартными?
4. Чему равна энтальпия образования простого вещества?
5. Дайте определение энтальпии образования сложного вещества.
6. Сформулируйте закон Гесса.
7. Сформулируйте следствие из закона Гесса.

8. Определите величину теплового эффекта реакции  $2S + 3O_2 = 2SO_3$ , если известны тепловые эффекты реакций:



9. Вычислите стандартное изменение энтальпии реакции (тепловой эффект)



## 10. Химическая кинетика и равновесие

### 10.1 Скорость химических реакций

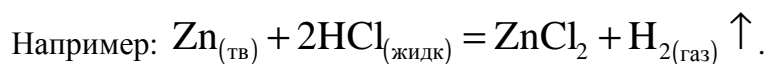
#### Новые слова и словосочетания

гетерогенные реакции	heterogeneous reactions	réactions hétérogènes
гомогенные реакции	homogeneous reactions	réactions homogènes
граница раздела фаз	phase boundary	limite de phase
изменение	change	changer
исходный	original, initial	original
катализатор	catalyst	catalyst
кинетика	kinetics	kinetics
количество	number, quantity	nombre
концентрация	concentration	concentration
объем	volume	volume
однородный	homogeneous	homogène
площадь	area	surface
реагирующие вещества	reactants	réactifs
скорость	speed, rate	vitesse
содержаться	to be contained	contenir
соприкосновение	contact	contactez
фаза	phase	phase

Раздел химии, который изучает скорость протекания химических реакций, называется **химической кинетикой**. Химическая кинетика изучает как гомогенные, так и гетерогенные реакции. **Гомогенными** называются реакции, которые протекают в однородной среде (гомогенной системе) – между веществами, находящимися в одной фазе.

Например:  $H_{2(газ)} + Cl_{2(газ)} = 2HCl_{(газ)}$  – гомогенная реакция.

**Гетерогенными** называются реакции, которые протекают в неоднородной среде (гетерогенной системе) – между веществами, находящимися в разных фазах.



Гомогенная реакция протекает во всем объеме системы. В случае гетерогенной реакции химическое взаимодействие происходит только на границе раздела фаз (на поверхности раздела).

Скорость гомогенной реакции определяется изменением количества одного из реагирующих веществ (реагента или продукта) в единицу времени, в единице объема.

Так как количество вещества (моль), содержащееся в единице объема (л) – есть молярная концентрация ( $c$ , моль/л), можно сказать, что скорость гомогенной реакции определяется изменением молярной концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau},$$

где  $v$  – скорость реакции;

$c_1, c_2$  – молярные концентрации одного из реагирующих веществ в момент времени  $\tau_1$  и  $\tau_2$  соответственно.

Скорость химической реакции – величина всегда положительная. Поэтому, если она определяется по *исходному веществу* (концентрация исходного вещества уменьшается в процессе реакции и  $\Delta c < 0$ ), то полученное значение умножают на  $-1$  (используя знак минус). Если скорость определяется по изменению концентрации *продуктов реакции*, используется знак плюс, так как концентрация увеличивается и  $\Delta c > 0$ .

Например, для реакции  $A + B \rightarrow C + D$  скорость можно определить так:

$$v = \frac{\Delta c_C}{\Delta \tau} = -\frac{\Delta c_A}{\Delta \tau},$$

где  $\Delta c_C$  – изменение концентрации вещества  $C$  (продукта реакции);

$\Delta c_A$  – изменение концентрации вещества  $A$  (исходного вещества).

Единица измерения концентрации *моль/л*, время измеряют в секундах, поэтому для скорости реакции получим единицу измерения *моль/(л·с)*. Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, присутствия катализатора, площади соприкосновения реагирующих веществ.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации выражается **законом действующих масс**: *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.*

Для реакции  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$v = k[A]^a[B]^b,$$

где  $[A]$  и  $[B]$  – молярные концентрации веществ  $A$  и  $B$ ;

$a$  и  $b$  – стехиометрические коэффициенты;

$k$  – константа скорости реакции.

Константа скорости  $k$  равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л. Она зависит от температуры, природы реагирующих веществ и не зависит от их концентрации.

В случае гетерогенных реакций в выражение скорости реакции входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе. Например, для реакции  $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$

$$v = k[O_2]$$

Увеличение температуры приводит к увеличению скорости химической реакции.

**Правило Вант – Гоффа:** при повышении температуры на каждые 10<sup>0</sup>С скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

При увеличении температуры от  $t_1$  до  $t_2$  изменение скорости можно рассчитать по формуле

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где  $V_{t_2}$  и  $V_{t_1}$  – скорости реакции при температурах  $t_2$  и  $t_1$ ;

$\gamma$  – температурный коэффициент данной реакции,  $\gamma = 2 \div 4$ .

Скорость реакции можно изменить введением в реакционную смесь специальных веществ. Вещества, которые увеличивают скорость реакции, но сами при этом не изменяются, называются **катализаторами**. **Ингибиторы** – вещества, которые замедляют реакцию.

### Вопросы и задания

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Какие реакции называются гомогенными?
3. От чего зависит скорость гомогенной реакции? В каких единицах она выражается?
4. Как зависит скорость химической реакции от:
  - а) концентрации;
  - б) температуры.
5. Какие вещества называют катализаторами?
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если:
  - а) концентрацию NO увеличить в 3 раза; б) концентрацию NO и O<sub>2</sub> увеличить в 2 раза?
7. Скорость гомогенной реакции при температуре 10<sup>0</sup>С равна  $2,36 \cdot 10^{-2}$  моль/(л·с). Определить скорость этой реакции при температуре 60<sup>0</sup>С, если температурный коэффициент скорости реакции  $\gamma = 2,3$ .

## 10.2 Химическое равновесие

### Новые слова и словосочетания

давление	pressure	pression
количественно	quantitatively	quantitativement
нарушать	to violate, to break	altérer
неизменный	constant	invariable
обратимый	reversible	réversible
ослаблять	to reduce	atténuer
превращение	transformation	transformation
равновесие	equilibrium	balance
смещать	to shift	déplacer
смещение	displacement	déplacement

**Обратимые реакции** – это химические реакции, которые при одних и тех же условиях одновременно протекают в противоположных направлениях.

Например:  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  (обратимая реакция,  $\rightleftharpoons$ );

$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$  (прямая реакция,  $\rightarrow$ );

$2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$  (обратная реакция,  $\leftarrow$ ).

Скорость прямой реакции  $v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$ .

Скорость обратной реакции  $v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}}[\text{HI}]^2$ .

**Химическое равновесие** – это состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны ( $v_{\text{пр.}} = v_{\text{обр.}}$ ).

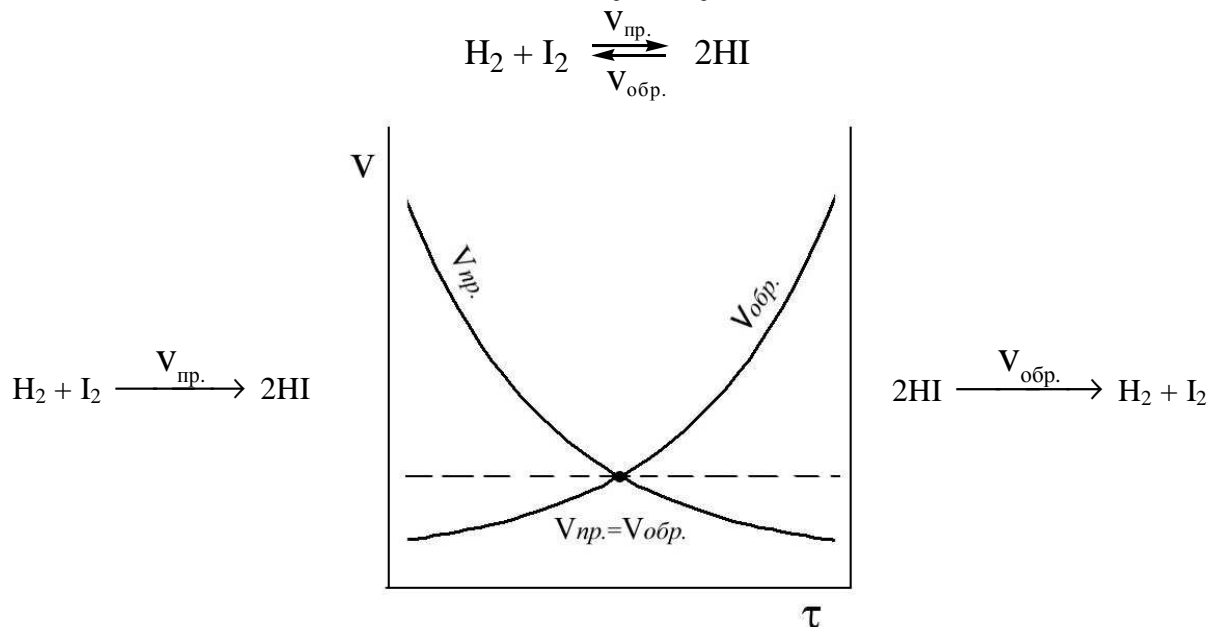


Рис. 6 – Зависимость скорости прямой ( $v_{\text{пр.}}$ ) и обратной ( $v_{\text{обр.}}$ ) реакций от времени

В состоянии равновесия концентрации реагирующих веществ остаются неизменными и называются **равновесными концентрациями**.

Химическое равновесие количественно характеризуется константой равновесия. Константа равновесия  $K$  – это отношение констант скоростей прямой и обратной реакций:

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}}$$

Например, для реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Если реакцию записать в общем виде:  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ , то

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b},$$

где  $[\text{A}]$ ,  $[\text{B}]$ ,  $[\text{C}]$ ,  $[\text{D}]$  – равновесные концентрации компонентов.

Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ и не зависит от их концентрации. Величина  $K$  определяет глубину протекания

процесса к моменту достижения равновесного состояния: чем больше константа, тем больше степень превращения реагентов в продукты реакции.

### Факторы, влияющие на смещение равновесия

На состояние химического равновесия оказывают влияние концентрация реагирующих веществ, температура, а для газообразных веществ и давление в системе. При изменении одного из условий равновесие нарушается, и концентрации реагирующих веществ будут изменяться до тех пор, пока не установится новое положение равновесия (равновесные концентрации уже будут другими). Такой переход системы из одного равновесного состояния в другое называют *смещением* или *сдвигом положения равновесия*.

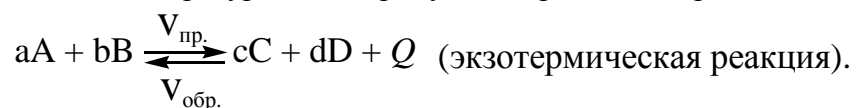
Направление сдвига химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом подвижного равновесия, или **принципом Ле Шателье**.

**Принцип Ле Шателье:** *если на систему, которая находится в состоянии равновесия, производится внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это воздействие.*

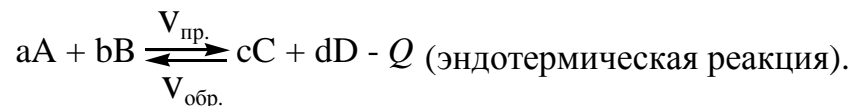
**Влияние концентрации.** Увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону той реакции, которая приведет к уменьшению этих концентраций (в сторону прямой реакции).

Для реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  при увеличении концентрации исходных веществ (А или В) скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции ( $v_{\text{пр.}} > v_{\text{обр.}}$ ), и равновесие сместится в сторону продуктов реакции. При увеличении концентрации продуктов реакции (С или D) – равновесие будет смещаться в сторону исходных веществ.

**Влияние температуры.** Увеличение температуры смещает положение равновесия в сторону эндотермической реакции (реакция, протекающая с поглощением теплоты), а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции.



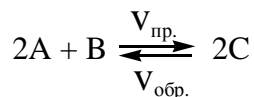
Увеличение температуры приводит к  $v_{\text{пр.}} < v_{\text{обр.}}$ . Равновесие смещается в сторону исходных веществ.



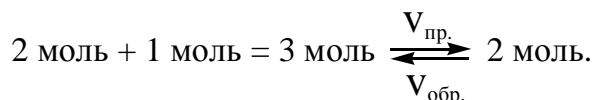
Увеличение температуры приводит к  $v_{\text{пр.}} > v_{\text{обр.}}$ . Равновесие смещается в сторону продуктов реакции.

**Влияние давления.** Изменение давления смещает равновесие системы, в том случае, если реакция идет между газами и при этом изменяются объёмы газообразных веществ. Увеличение давления смещает равновесие системы в сторону образования меньших объёмов, т. е. меньшего числа молекул.

Например, для реакции



все участники которой являются газами, увеличение давления приводит к  $V_{\text{пр.}} > V_{\text{обр.}}$ . Равновесие смещается в сторону прямой реакции, т. к. прямая реакция сопровождается уменьшением числа молекул:



Если в процессе обратимой реакции объёмы (количество молекул) газообразных веществ не изменяются, то изменение давления не влияет на состояние равновесия. Например, в реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  изменение давления не приведет к смещению химического равновесия.

### Вопросы и задания

1. Какие реакции называются обратимыми?
2. При каких условиях наступает химическое равновесие?
3. При каких условиях равновесие обратимой реакции нарушается?
4. Запишите выражение константы равновесия для следующих реакций:  
а)  $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ ; б)  $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$ .
5. В какую сторону сместится равновесие  
 $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{тв})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})} + Q$   
а) при увеличении концентрации оксида серы (VI);  
б) при повышении давления;  
в) при понижении температуры.

### Тестовые задания к теме 10 Скорость химических реакций

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа,  
из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. Гомогенными называются реакции, которые протекают:  
а) в однородной среде;  
б) между веществами, находящимися в разных фазах;  
в) только при низких температурах;  
г) только при высоких давлениях.
2. Гетерогенными называются реакции, которые протекают:  
а) между веществами, находящимися в разных фазах;  
б) только при высоких давлениях;  
в) только при низких температурах;  
г) в однородной среде.
3. Фактор, не влияющий на скорость химической реакции, – это:  
а) температура;  
б) концентрация реагирующих веществ;

- в) катализатор;
- г) форма сосуда, в котором протекает химическая реакция.

4. Скорость гомогенной реакции определяется изменением количества:

- а) реагента в единицу времени, в единице объема;
- б) продукта реакции в единицу времени, в единице объема;
- в) одного из реагирующих веществ (реагента или продукта) в единицу времени, в единице объема;
- г) одного из реагирующих веществ (реагента или продукта) в единицу времени, на единице поверхности раздела фаз.

5. Скорость химической реакции, представленной уравнением  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ , определяется выражением:

- а)  $v = k[\text{SO}_2][\text{O}_2]$ ;
- б)  $v = k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]$ ;
- в)  $v = k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]^2$ ;
- г)  $V = k[\text{SO}_3]^2[\text{O}_2]$ .

6. С увеличением концентрации исходных веществ скорость реакции:

- а) уменьшается;
- б) не изменяется;
- в) увеличивается;
- г) сначала уменьшается, а потом увеличивается.

7. С увеличением концентрации водорода в 2 раза скорость реакции, протекающей по уравнению  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ :

- а) не изменится;
- б) увеличится в 2 раза;
- в) увеличится в 4 раза;
- г) увеличится в 8 раз.

8. Скорость химической реакции зависит от:

- а) степени измельчения вещества;
- б) температуры;
- в) от концентрации веществ;
- г) все ответы правильные.

9. Скорость прямой реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$  возрастает при:

- а) увеличении концентрации азота  $\text{N}_2$ ;
- б) уменьшении концентрации азота  $\text{N}_2$ ;
- в) увеличении концентрации аммиака  $\text{NH}_3$ ;
- г) уменьшении концентрации аммиака  $\text{NH}_3$ .

10. Скорость химической реакции между металлом и серой не зависит от:

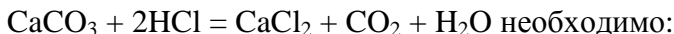
- а) температуры;
- б) площади поверхности соприкосновения веществ;
- в) давления;
- г) природы металла.



11. Скорость химической реакции, протекающей в растворе не зависит от:

- а) температуры раствора;
- б) концентрации реагирующих веществ;
- в) давления;
- г) присутствия катализатора.

12. Для увеличения скорости реакции



- а) уменьшить концентрацию кислоты;
- б) измельчить мел;
- в) добавить индикатор;
- г) проводить реакцию в атмосфере инертного газа.

13. При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции:

- а) увеличивается в 24 раза;
- б) уменьшается в 2 – 4 раза;
- в) увеличивается в 2 – 4 раза;
- г) уменьшается в 24 раза.

14. С увеличением концентрации азота в 2 раза скорость прямой реакции, для процесса  $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})}$ :

- а) не изменится;
- б) увеличится в 2 раза;
- в) увеличится в 4 раза;
- г) уменьшится в 4 раза.

15. Химическое равновесие устанавливается когда:

- а) реакция заканчивается;
- б) реакция останавливается;
- в) равны скорости прямой и обратной реакций;
- г) все ответы правильные.

16. Фактор, влияющий на смещение химического равновесия:

- а) вид химической связи;
- б) катализатор;
- в) природа реагирующих веществ;
- г) температура.

17. При понижении давления газов в реакции, которая идет без изменения объемов равновесие:

- а) не смещается;
- б) не устанавливается;
- в) смещается вправо;
- г) смещается влево.

18. Химическое равновесие процесса  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  при повышении давления:

- а) сместится вправо;
- б) не сместится
- в) сместится влево;
- г) все ответы неправильные.

19. Для смещения химического равновесия обратимой реакции  $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})} + Q$  в сторону исходных веществ (влево) необходимо:

- а) увеличить давление;
- б) повысить температуру;
- в) понизить температуру;
- г) ввести катализатор.

## 11. Растворы

### 11.1 Понятие о растворах. Концентрация вещества в растворе

Новые слова и словосочетания		
доля	percentage, portion	part
изменять	to change	transformer
компонент	component	composant
концентрация	concentration	concentration
концентрированный	concentrated	concentré
насыщенный	saturated	saturés
процент	percentage	pourcentage
разбавленный	diluted	dilué
раствор	solution	solution
растворимость	solubility	solubilité
растворитель	solvent	solvant
растворяться	to dissolve	dissoudre
содержащийся	being contained	inclus
состав	composition	composition
способность	ability	aptitude

**Раствор** – это гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой можно изменять в определенных пределах.

Один из компонентов называют растворенным веществом, другой – растворителем. Например, раствор сахара в воде – это система, которая состоит из сахара (растворенное вещество) и воды (растворитель).

Растворителем считают тот компонент, который при образовании раствора не изменяет своего агрегатного состояния. В случае же растворов, образующихся при смешении газа с газом, жидкости с жидкостью, твердого вещества с твердым, растворителем считается компонент, количество которого в растворе больше.

В водных растворах (растворитель – вода) растворенное вещество может быть твердым (сахар, соль), жидким (спирт, азотная кислота), газообразным (оксид углерода (IV), аммиак).

Раствор, в котором данное вещество больше не растворяется при данной температуре, называют *насыщенным*. Раствор, в котором данное вещество еще может растворяться при данной температуре, называют *ненасыщенным*.

*Растворимость* – способность вещества растворяться в воде или в другом растворителе. Количественно растворимость вещества при данной температуре определяется массой этого вещества, которая может раствориться в 100 г растворителя, образуя при данной температуре насыщенный раствор.

Различают также *разбавленные* и *концентрированные* растворы.

К *разбавленным* относят растворы с небольшим содержанием растворенного вещества по сравнению с содержанием растворителя, а к *концентрированным* – с большим содержанием растворенного вещества.

Основным параметром состояния раствора, кроме температуры и давления, является его состав.

Состав раствора можно выразить долей растворённого вещества или концентрацией.

**Массовая доля растворенного вещества** определяется отношением массы растворённого вещества к массе раствора. Массовую долю выражают в долях единицы или процентах (например, 0,5 или 50%) и обозначают буквой  $\omega$  (омега).

Например, мы имеем раствор сахара в воде. Сахар – растворённое вещество, вода – растворитель. Массу вещества обозначим  $m_{\text{в-ва}}$ ; массу растворителя –  $m_{\text{р-ля}}$ .

Тогда масса раствора  $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$ .

$$\text{Массовая доля вещества: } \omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}.$$

Массовая доля, выраженная в процентах (*процентная концентрация*), показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора. Например,  $\omega(\text{NaCl}) = 15\%$ . Это означает, что если  $m_{\text{р-ра}} = 100$  г, то масса вещества в этом растворе  $m_{\text{в-ва}} = 15$  г. Это означает, что в 100 г этого раствора содержится 15 г вещества.

**Концентрация растворённого вещества** показывает количество или массу растворённого вещества, содержащееся в единице массы или единице объёма раствора.

**Молярная концентрация вещества в растворе** показывает, сколько молей растворённого вещества содержится в одном литре раствора. Её выражают в молях на литр (моль/л) и обозначают  $c(X)$  ( $X$  – химическая формула вещества):

$$c(X) = \frac{n}{V}, \text{ моль/л,}$$

где  $n$  – количество вещества  $X$  в растворе, моль;

$V$  – объём раствора, л.

$$\text{Так как, } n = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}}, \text{ моль, то } c(X) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V}, \text{ моль/л.}$$

**Пример 1.** В воде массой 500 г растворили 40 г вещества NaOH. Плотность полученного раствора  $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ . Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию NaOH в растворе.

Дано:

$$m_{\text{р-ля}} = 500 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва}}(\text{NaOH}) = 40 \text{ г}$$

$$\rho = 1 \text{ г/см}^3$$

$$\omega(\text{NaOH}) - ?;$$

$$c(\text{NaOH}) - ?$$

Решение

1. Рассчитаем массу раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}} = 40 + 500 = 540 \text{ (г)}.$$

2. Рассчитаем массовую долю NaOH в растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{40}{540} = 0,074 = 7,4\% .$$

3. Рассчитаем молярную концентрацию NaOH.

Объем раствора равен

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{540 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 540 \text{ см}^3 = 0,54 \text{ л} .$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Тогда, } c(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V} = \frac{40}{40 \cdot 0,54} = 1,85 \text{ моль/л} .$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{NaOH}) = 0,074 = 7,4\%; c(\text{NaOH}) = 1,85 \text{ моль/л}.$$

**Пример 2.** Приготовить раствор хлорида натрия NaCl массой 300 г с массовой долей NaCl 5%.

Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 300 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,05$$

$$m(\text{NaCl}) - ?;$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?.$$

Решение

Из уравнения  $\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$  рассчитаем массу вещества:

$$m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,05 \cdot 300 = 15 \text{ (г)}.$$

$$\text{Тогда, } m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 300 - 15 = 285 \text{ (г)}.$$

Для приготовления данного раствора необходимо взять 15 г NaCl и 285 г воды.

### Вопросы и задания

1. Что такое раствор?
2. Какой раствор называют насыщенным?
3. Что показывает концентрация растворенного вещества?
4. Какие способы выражения состава раствора вы знаете?
5. Определите массу соли, необходимую для приготовления 1 л 5%-ного раствора, плотность которого  $\rho = 1,1 \text{ г/мл}$ .
6. К раствору массой 200 г с массовой долей вещества 15% добавили 100 г воды. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.
7. Смешали 300 г 10%-ного раствора и 400 г 20%-ного раствора одного и того же вещества. Рассчитайте массовую долю этого вещества в полученном растворе.
8. Рассчитайте молярную концентрацию 5%-ного раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Плотность раствора  $\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$ .

## 11.2 Растворы электролитов

### 11.2.1 Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты

#### Новые слова и словосочетания

присоединять	to attach, to add, to join	attachez
цепь	chain	chain
электрическая проводимость	electrical conductivity	la conductivité électrique
электрический ток	electric current	le courant électrique
электрод	electrode	électrode
электролит	electrolyte	électrolyte
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique

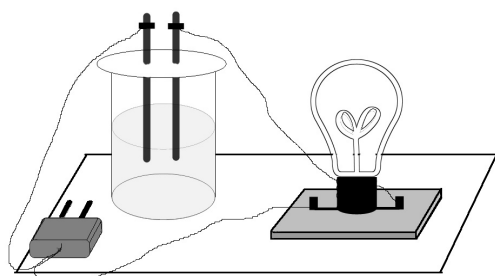


Рис. 7 – Прибор для регистрации электрической проводимости раствора

Хорошо известно, что растворы одних веществ проводят электрический ток, а растворы других веществ в тех же условиях ток не проводят. Это можно наблюдать с помощью прибора, который состоит из угольных электродов, присоединённых проводами к электрической сети. В цепь включена электрическая лампочка, которая показывает присутствие

или отсутствия тока в цепи. Если опустить электроды в раствор сахара, лампочка гореть не будет. Но она будет ярко гореть, если электроды опустить в раствор хлорида натрия (NaCl) и менее ярко – в растворе уксусной кислоты (CH<sub>3</sub>COOH).

По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

**Электролиты** – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К ним относятся кислоты, соли, щелочи – соединения с ионной и полярной ковалентной связью.

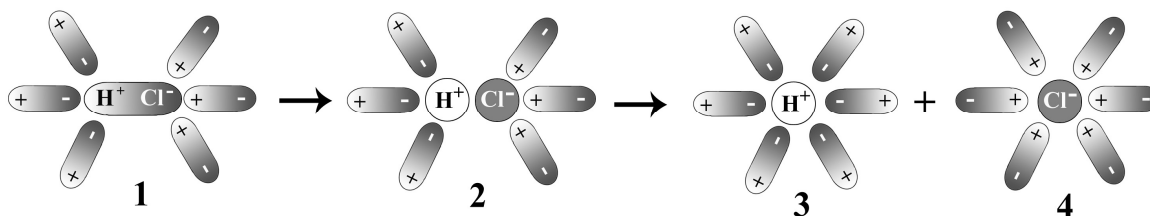
**Неэлектролиты** – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. В молекулах неэлектролитов (органические вещества, газы, вода) связи ковалентные неполярные или малополярные.

Электрический ток могут переносить только заряженные частицы. В растворах электролитов такими заряженными частицами являются ионы. Положительно заряженные ионы называются *катионами* (например, ион H<sup>+</sup> – катион водорода; ион Na<sup>+</sup> – катион натрия), а отрицательно заряженные ионы – *анионами* (например, ион Cl<sup>-</sup> – анион хлора). Катионы в электрическом поле перемещаются к отрицательно заряженному электроду (катоде), а анионы – к положительно заряженному электроду (аноду).

Причиной возникновения ионов в растворе является процесс электролитической диссоциации.

**Электролитическая диссоциация** – это процесс распада электролита на ионы при его растворении в воде или плавлении.

В водных растворах диссоциация происходит под действием полярных молекул растворителя (воды). Рассмотрим схему электролитической диссоциации молекул HCl в водном растворе:



1 – полярная молекула HCl;

2 – превращение полярной молекулы HCl в ионы  $H^+$  и  $Cl^-$ ;

3 – гидратированный катион (катион, окружённый молекулами воды);

4 – гидратированный анион (анион, окружённый молекулами воды);

 – полярная молекула воды.

Молекулы HCl образованы по типу ковалентной полярной связи. Вокруг каждой полярной молекулы вещества ориентируются диполи воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы, а положительными полюсами – к отрицательному полюсу. В результате этого взаимодействия общая электронная пара полностью смещается к атому с большей электроотрицательностью (атом Cl), полярная молекула HCl превращается в ионную и затем легко образуются гидратированные ионы  $H^+$  и  $Cl^-$ .

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый. Для него можно записать выражение константы равновесия, которая в этом случае называется **константой диссоциации**:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}.$$

Одни электролиты диссоциируют полностью (в растворе присутствуют только ионы), другие – частично (в растворе присутствуют и ионы и молекулы).

Количественной мерой процесса диссоциации является *степень диссоциации*  $\alpha$  (альфа).

**Степень диссоциации**  $\alpha$  показывает долю молекул, которые распались на ионы, и определяется отношением количества молекул, которые продиссоциировали на ионы ( $n$ ) к общему числу молекул электролита в растворе ( $N$ ):

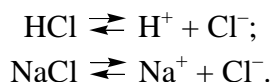
$$\alpha = \frac{n}{N},$$

при этом  $\alpha$  может принимать значения от 0 до 1 (от 0 до 100%).

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, от концентрации растворенного вещества (чем больше концентрация, тем меньше степень диссоциации), от температуры (с повышением температуры степень диссоциации увеличивается).

По способности к диссоциации электролиты делят на сильные и слабые. К сильным электролитам относятся вещества степень диссоциации которых близка к 1(100%).

*Сильные электролиты* в водных растворах полностью распадаются на ионы (в растворах практически есть только ионы):



К **сильным электролитам** относят:

**кислоты** –  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ ;

**гидроксиды** щелочных и щелочноземельных металлов ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ );

**соли** (хорошо растворимые).

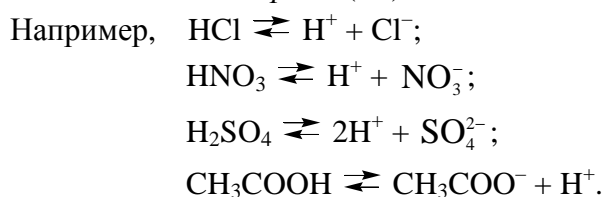
## 11.2.2 Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей

### Электролитическая диссоциация кислот

Все кислоты при диссоциации в водных растворах дают одинаковый катион – **катион водовода ( $\text{H}^+$ )** и разные анионы кислотного остатка.

Общие характерные свойства кислот определяются именно присутствием ионов водорода (кислый вкус, изменение окраски индикатора, реакция нейтрализации).

С точки зрения теории электролитической диссоциации, *кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода ( $\text{H}^+$ )*.

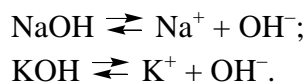


Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

I ступень	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}^+;$	+
II ступень	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+.$	
полная диссоциация	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	

### Электролитическая диссоциация оснований

Растворимые основания (щелочи) в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид-ионы и положительные ионы металлов:



Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

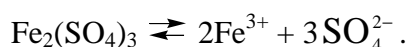
I ступень	$\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-;$	+
II ступень	$\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-.$	
полная диссоциация	$\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons 2 \text{OH}^- + \text{Ca}^{2+}$	

С точки зрения теории электролитической диссоциации, *основания – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы ( $\text{OH}^-$ ).*

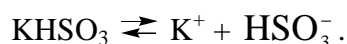
### Электролитическая диссоциация солей

Рассмотрим диссоциацию средних, кислых и основных солей.

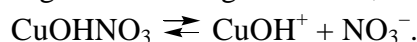
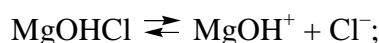
Диссоциация средних солей:



Диссоциация кислых солей:



Диссоциация основных солей:



С точки зрения теории электролитической диссоциации, *соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катион остатка основания и анион кислотного остатка.*

### Вопросы и задания

1. Какой процесс называют электролитической диссоциацией?
2. Какие вещества называют электролитами?
3. Какие электролиты называются сильными электролитами?
4. Напишите уравнение электролитической диссоциации следующих электролитов в растворах: а) сульфата натрия; б) нитрата алюминия; в) хлорида гидроксомеди (II); г) бромоводородной кислоты; д) гидрокарбоната кальция.
5. Напишите формулы соединений, которые при растворении в воде диссоциируют на ионы: а)  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ ; б)  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$ ; в)  $\text{K}^+$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ ; г)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{OH}^-$ ; д)  $\text{H}^+$  и  $\text{NO}_3^-$ .

### 11.2.3 Ионные уравнения реакций

#### Новые слова и словосочетания

изображать	to represent	représenter
исключить	to exclude	exclure
краткий	short	succincte
нерастворимый	insoluble	insoluble
образование	formation	formage
образовывать	to form	former
осадок	precipitate	sédiments
полный	total	plein



В водных растворах электролиты существуют обычно в виде ионов. Поэтому реакции в растворах электролитов – это реакции между ионами. Их можно изображать молекулярными и ионными уравнениями. При составлении ионных уравнений нужно помнить, что нерастворимые вещества (осадки), газы и малодиссоциированные вещества изображают в молекулярной форме, а хорошо диссоциированные вещества (сильные электролиты) – в ионной форме. Образование осадков отмечают знаком "стрелка вниз" ( $\downarrow$ ), образование газов – знаком "стрелка вверх" ( $\uparrow$ ). Реакции, в результате которых образуются осадки, газы, вода или другие малодиссоциированные вещества протекают до конца, т.е. являются **необратимыми**.

Чтобы записать сокращенное (краткое) ионное уравнение, необходимо исключить ионы, которые не участвуют в реакции.

Например:

1)  $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$  – молекулярное уравнение;

$\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{AgCl}\downarrow$  – полное ионное уравнение;

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$  – сокращенное ионное уравнение;

2)  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  – молекулярное уравнение;

$2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$  – полное ионное уравнение;

$2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$  – сокращенное ионное уравнение.

Если в реакции не участвуют сильные электролиты, то ионный вид уравнения отсутствует:  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HF} = \text{MgF}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ .

### Вопросы и задания

Составить молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения:

а)  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

г)  $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$

б)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

д)  $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

в)  $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$

е)  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

### 11.2.4 Электролитическая диссоциация воды.

#### Водородный показатель (pH). Индикаторы

##### Новые слова и словосочетания

десятичный логарифм	decimal logarithm	logarithme
кислотность	acidity	acidité
нейтральный	neutral	neutre
присутствовать	to be present	il est
щелочной	alkaline	alkaline
щелочность	alkalinity	alcalinité

Вода – очень слабый электролит. Степень диссоциации воды при  $25^\circ\text{C}$   $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ . Поэтому в водном растворе всегда присутствуют катионы водорода  $\text{H}^+$  и анионы гидроксид-иона  $\text{OH}^-$ , которые образуются в результате обратимой диссоциации:



Для этого равновесного процесса можно записать выражение для константы равновесия (константы диссоциации)

$$K_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]},$$

где  $K_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O})$  – константа диссоциации воды, равная  $1,8 \cdot 10^{-16}$  при  $25^\circ\text{C}$ ;

$[\text{H}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$  – молярные концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ ;

$[\text{H}_2\text{O}]$  – молярная концентрация недиссоциированных молекул воды.

Концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать постоянной, так как вода очень слабо диссоциирует на ионы. Ее можно рассчитать по формуле

$$c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M \cdot V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/л.}$$

Объем воды  $V = 1$  л. Масса 1 л воды  $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000$  г.  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль.

$$c(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55,56, \text{ моль/л.}$$

Тогда получим:

$$1,8 \cdot 10^{-16} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56},$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (при } 25^\circ\text{C}).$$

Произведение концентраций ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  является при данной температуре постоянной величиной и называется **ионным произведением воды ( $K_{\text{w}}$ )**:

$$K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Любой водный раствор кислоты, щелочи или соли содержит ионы водорода и гидроксид-ионы. Концентрация ионов  $\text{H}^+$  определяет **кислотность** раствора (среды), а концентрация ионов  $\text{OH}^-$  определяет **щёлочность** раствора. В кислых растворах преобладают ионы  $\text{H}^+$ , в щелочных – ионы  $\text{OH}^-$ , но произведение их концентраций в любых водных растворах остается постоянным.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}, \text{ если } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-], \text{ то } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}.$$

Растворы, в которых  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л называются **нейтральными**.

Если к нейтральному раствору (чистая вода) добавить кислоту, то концентрация ионов  $[\text{H}^+]$  увеличится (станет больше, чем  $10^{-7}$  моль/л), а концентрация ионов  $\text{OH}^-$  уменьшится.

Например, если  $[\text{H}^+] = 10^{-5}$  моль/л, а  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ , то

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

Растворы, в которых  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  называют **кислыми** ( $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ ).

Растворы, в которых концентрация  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  ( $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ ) называют **щелочными**.

Пользоваться на практике такими цифрами неудобно, поэтому для количественной характеристики кислотности среды используют так называемый **водородный показатель pH** ("пэ аш", от латинского "pundus hydrogenium" – "вес водорода").

**Водородный показатель pH** – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Аналогично  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ .

Если  $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  моль/л, то  $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$  – среда нейтральная.

Если  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л ( $10^{-6}$ ,  $10^{-5}$ ,  $10^{-4}$  ...), то  $\text{pH} < 7$  (6, 5, 4 ...) – среда кислая.

Если  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л ( $10^{-8}$ ,  $10^{-9}$ ,  $10^{-10}$  ...), то  $\text{pH} > 7$  (8, 9, 10 ...) – среда щелочная.

Так как  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , то

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$



Кислотность раствора можно определить с помощью индикаторов.

**Индикаторы** – это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от pH раствора. Переход одного цвета индикатора в другой происходит в определенном интервале значений pH. Чаще всего в лабораторной практике используют такие индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
лакмус	красный								синий						
фенолфталеин	бесцветный										розовый				
метиловый оранжевый	красный				желтый										

### Вопросы и задания

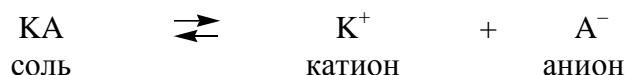
1. Что определяет: а) кислотность раствора; б) щёлочность раствора?
2. Что называется ионным произведением воды и от чего оно зависит?
3. Что такое водородный показатель?
4. Какие значения принимает водородный показатель (pH) в  
а) нейтральной среде; б) кислой среде; в) щелочной среде.
5. Укажите значение pH и цвет индикаторов фенолфталеина и метилового оранжевого в растворах:  
а) NaOH, если  $c(\text{NaOH}) = 0,001$  моль/л;  
б) HCl, если  $c(\text{HCl}) = 0,001$  моль/л;  
в) чистая вода.

### 11.2.5 Гидролиз солей

#### Новые слова и словосочетания

гидролиз	hydrolysis	hydrolyse
представлять	to represent	soumettre
сильный электролит	strong electrolyte	électrolyte fort
слабый электролит	weak electrolyte	électrolyte faible
среда	medium	milieu

В чистой воде среда нейтральная ( $pH = 7$ ), водные растворы кислот имеют кислую реакцию ( $pH < 7$ ), а водные растворы щелочей – щелочную ( $pH > 7$ ). Практика показывает, что не только растворы кислот и оснований, но и растворы солей могут иметь щелочную или кислую реакцию. Причиной этого является гидролиз солей. В водных растворах соли полностью диссоциируют на катионы и анионы:



Кроме этих ионов в водном растворе всегда присутствуют ионы водорода и гидроксид-ионы, которые образуются при диссоциации воды:



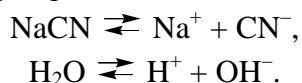
Если ионы воды  $H^+$  и  $OH^-$  при взаимодействии с ионами соли  $K^+$  и  $A^-$  образуют малодиссоциированное соединение (слабый электролит), то идет гидролиз соли.

**Гидролиз солей** – это обменная реакция соли с водой, в результате которой образуется слабый электролит.

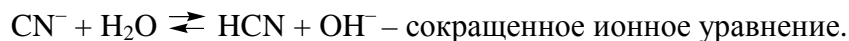
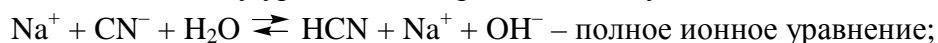
Все соли в зависимости от природы образующих ее катиона и аниона можно разделить на четыре группы.

**1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону). Реакция среды щелочная ( $pH > 7$ ).**

Соль цианид натрия  $NaCN$  образована сильным основанием  $NaOH$  и слабой кислотой  $HCN$ . В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



Образовавшиеся при этом анион соли  $CN^-$  и катион воды  $H^+$  образуют слабый электролит  $HCN$ . Поэтому уравнение гидролиза соли будет иметь вид:

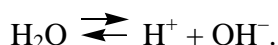
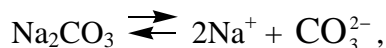


Гидролиз идет по *аниону*,  $pH > 7$ .

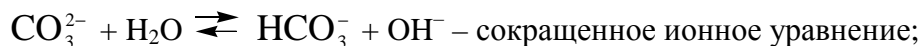


Если соль образована сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролиз может проходить ступенчато. Однако, как правило, на практике он идет только по первой ступени, т.е. с участием **одной** молекулы воды. Например, соль карбонат натрия  $Na_2CO_3$  образована сильным основанием  $NaOH$  и слабой двухосновной кислотой  $H_2CO_3$ . Гидролиз может протекать по двум ступеням.

В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



I ст.  $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$  – полное ионное уравнение;

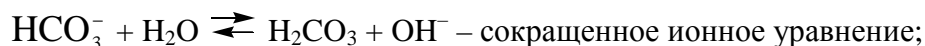
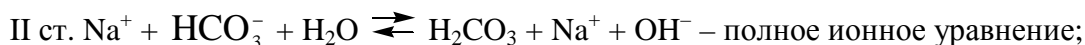


Гидролиз идет по аниону,  $\text{pH} > 7$ .

Образовавшаяся по I ступени кислая соль гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$  диссоциирует по схеме:



Поэтому II ступень гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  будет представлена следующими уравнениями:



Гидролиз идет по аниону,  $\text{pH} > 7$ .

Для усиления гидролиза повышают температуру или разбавляют раствор (чем меньше концентрация соли, тем полнее протекает гидролиз).

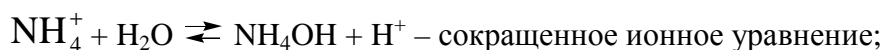
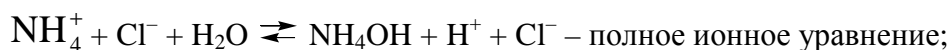
**2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону). Реакция среды кислая ( $\text{pH} < 7$ ).**

Соль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  образована слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  (гидроксид аммония) и сильной кислотой  $\text{HCl}$ .

В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



Образовавшиеся при этом катион соли  $\text{NH}_4^+$  и анион воды  $\text{OH}^-$  образуют слабый электролит  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Поэтому уравнение гидролиза соли будет иметь вид:

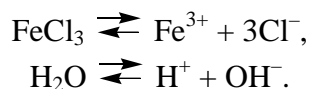


Гидролиз идет по катиону,  $\text{pH} < 7$ .

Если соль образована слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, гидролиз может проходить ступенчато. Однако, как правило, на практике он идет только по первой ступени, т.е. с участием **одной** молекулы воды.

Соль хлорид железа (III) образована слабым трехкислотным основанием  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$ . Можно записать три ступени гидролиза.

В водном растворе происходит диссоциация соли и воды:



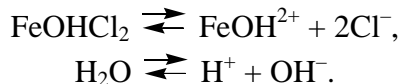
I ступень

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$  – полное ионное уравнение;

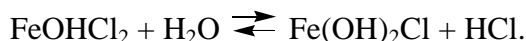
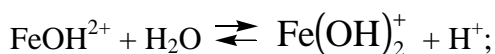
$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$  – сокращенное ионное уравнение;

$\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$  – молекулярное уравнение.

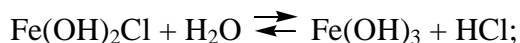
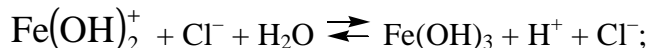
Образовавшаяся основная соль  $\text{FeOHCl}_2$  диссоциирует в водном растворе:



II ступень



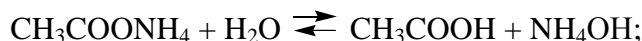
III ступень



Гидролиз идет по катиону,  $\text{pH} < 7$ .

**3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз по катиону и аниону).**

Соль ацетат аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  образована слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и слабой уксусной кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Ионы  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  и  $\text{NH}_4^+$ , образовавшиеся при диссоциации соли ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$ ) с ионами воды  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  образуют слабые электролиты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (уксусная кислота) и  $\text{NH}_4\text{OH}$  (гидроксид аммония). Соль подвергается гидролизу:



Гидролиз идет по катиону и аниону. Значение  $\text{pH}$  среды в этом случае зависит от относительной силы образующихся кислоты и основания. Так как  $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH})$ , то раствор ацетата аммония имеет нейтральную реакцию.

**4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются,  $\text{pH}$  среды не изменяется.**

Соль хлорид натрия  $\text{NaCl}$  образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$ . Образовавшиеся при диссоциации ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  не образуют с ионами воды слабого электролита. Гидролиз не идет.

### Алгоритм составления уравнения гидролиза соли

Действие	Пример
Определить, каким основанием и какой кислотой образована соль	$  \begin{array}{ccc}  & \text{NH}_4\text{Cl} & \\  \swarrow & & \searrow \\  \text{NH}_4\text{OH} & & \text{HCl} \\  \text{слабое основание} & & \text{сильная кислота}  \end{array}  $
Написать уравнение диссоциации соли и воды	$  \begin{array}{l}  \text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-, \\  \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-  \end{array}  $
Определить, какие ионы соли и воды соединяются, образуя молекулы <i>слабого</i> электролита	$  \begin{array}{l}  \text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \underline{\text{NH}_4^+} \\  \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \underline{\text{OH}^-}  \end{array}  $
Написать полное ионное уравнение гидролиза соли	$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
Написать сокращенное ионное уравнение гидролиза, определить реакцию среды	$\underline{\text{NH}_4^+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \underline{\text{H}^+}$ <p style="text-align: center;">Гидролиз идет по катиону <span style="float: right;">pH &lt; 7</span></p>
Написать молекулярное уравнение гидролиза соли	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$

### Вопросы и задания

- Какой процесс называют гидролизом?
- Какие соли подвергаются гидролизу?
- Составьте уравнения гидролиза следующих солей, укажите pH среды:
  - сульфида натрия;
  - хлорида меди (II);
  - нитрата алюминия;
  - фосфата натрия;
  - карбоната калия;
  - хлорида цинка.

### Тестовые задания к теме 11

#### Растворы

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

- Раствор, в котором данное вещество больше не растворяется при данной температуре, называют:
  - разбавленным;
  - ненасыщенным;
  - концентрированным;
  - насыщенным.
- Массовая доля растворенного вещества в растворе определяется:
  - отношением массы раствора к массе растворённого вещества;
  - отношением массы растворённого вещества к массе раствора;
  - суммой массы растворенного вещества и массы растворителя;
  - суммой массы растворенного вещества и массы раствора.
- Молярная концентрация показывает:
  - сколько молей растворённого вещества содержится в одном литре растворителя;
  - сколько молей растворённого вещества содержится в одном литре раствора;
  - сколько граммов растворённого вещества содержится в одном литре раствора;
  - сколько молей растворённого вещества содержится в одном килограмме раствора.

4. В воде массой 98 г растворили 2 г вещества. Массовая доля вещества в полученном растворе составляет:

а) 0,98; б) 0,02; в) 0,49; г) 0,01.

5. Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называют:

а) ионитами; б) электролитами; в) оксидами; г) неэлектролитами.

6. Процесс распада электролита на ионы при его растворении в воде или плавлении – это:

а) электролиз;

б) электролитическая диссоциация;

в) кристаллизация;

г) реакция разложения.

7. Отношение количества молекул, которые продиссоциировали на ионы к общему числу молекул электролита в растворе – это:

а) массовая доля элемента;

б) степень диссоциации;

в) массовая доля растворенного вещества в растворе;

г) число Авогадро.

8. В указанных примерах выберите ряд, составленный из сильных электролитов:

а)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HNO}_3$ ;

в)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ; г)  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

9. В указанных примерах выберите ряд, составленный из слабых электролитов:

а)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HNO}_3$ ;

в)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

10. Катионы водорода при диссоциации в водных растворах образуют:

а) основания; б) кислоты; в) средние соли; г) оксиды.

11. Гидроксид-ионы при диссоциации в водных растворах образуют:

а) основания; б) кислоты; в) средние соли; г) оксиды.

12. Кислоты какого ряда диссоциируют ступенчато:

а)  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ; г)  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

13. При составлении ионных уравнений в ионной форме представляют только:

а) осадки; б) газы; в) сильные электролиты; г) все реагирующие вещества.

14. Необратимая реакция – это реакция, в результате которой образуется:

а) осадок; б) газ; в) вода или другой слабый электролит; г) все ответы правильные.

15. Химическая реакция представлена сокращенным ионным уравнением  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{CO}_3$ . Исходными веществами (реагентами) для этой реакции являются:

а)  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и  $\text{Ca}$ ; г)  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

16. Водородный показатель (pH) – это:

а) отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов;

б) отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода;

в) отрицательный десятичный логарифм концентрации атомов водорода;

г) отрицательный десятичный логарифм концентрации молекул водорода.



17. Из приведенных примеров выберите правильное утверждение:  
 а)  $pH + pOH = 12$ ; б)  $pH + pOH = 14$ ; в)  $pH + pOH = 16$ ; г)  $pH + pOH = 18$ .
18. Индикаторы – это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от:  
 а)  $pH$  раствора; б) температуры; в) давления; г) числа реагирующих веществ.
19. В растворе хлороводородной кислоты фенолфталеин будет:  
 а) красного цвета; б) желтого цвета; в) бесцветным; г) розового цвета.
20. В растворе гидроксида натрия фенолфталеин будет:  
 а) красного цвета; б) желтого цвета; в) бесцветным; г) розового цвета.
21. В растворе, для которого  $pH = 3$  лакмус будет:  
 а) красного цвета; б) желтого цвета; в) синего цвета; г) бесцветным.
22. В растворе, для которого  $pH = 9$  лакмус будет:  
 а) красного цвета; б) желтого цвета; в) бесцветным; г) синего цвета.
23. Гидролизом соли называется:  
 а) обменная реакция соли со щелочью; б) обменная реакция соли с водой;  
 в) реакция разложения соли; г) обменная реакция с участием двух солей.
24. Гидролизу не подвергаются соли, образованные:  
 а) сильным основанием и слабой кислотой;  
 б) сильным основанием и сильной кислотой;  
 в) слабым основанием и сильной кислотой;  
 г) слабым основанием и слабой кислотой.
25. Выберите ряд, в котором все соли подвергаются гидролизу:  
 а)  $Na_2S$ ,  $BaSO_4$ ,  $CuCl_2$ ,  $NaNO_3$ ; б)  $KNO_3$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $FeCl_3$ ,  $CuS$ ;  
 в)  $CrCl_3$ ,  $Na_2S$ ,  $KNO_2$ ,  $Na_2CO_3$ ; г)  $NaCl$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ,  $K_2SO_4$ ,  $FeCl_2$ .
26. Выберите ряд, в котором все соли подвергаются ступенчатому гидролизу:  
 а)  $(NH_4)_2S$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $CuCl_2$ ,  $NaNO_2$ ; б)  $KNO_3$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $FeCl_3$ ,  $CuS$ ;  
 в)  $CrCl_3$ ,  $Na_2S$ ,  $ZnSO_4$ ,  $Na_2CO_3$ ; г)  $NaCl$ ,  $Cu(NO_3)_2$ ,  $K_2SO_4$ ,  $FeCl_2$ .
27. Каким будет  $pH$  для водного раствора соли  $FeCl_3$ :  
 а)  $pH = 0$ ; б)  $pH > 7$ ; в)  $pH < 7$ ; г)  $pH = 7$ .
28. Каким будет  $pH$  для водного раствора соли  $NaHCO_3$ :  
 а)  $pH = 0$ ; б)  $pH > 7$ ; в)  $pH < 7$ ; г)  $pH = 7$ .

## 12. Электрохимические процессы

### 12.1 Представления об электродных потенциалах. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Гальванические элементы

	Новые слова и словосочетания	
абсолютное значение	absolute value	valeur absolue
гальванический элемент	galvanic cell	pile galvanique
граница	boundary	frontière
диффузия	diffusion	diffusion
изогнутый	curved	incurvée
источник тока	current source	source de courant
мембрана	membrane	membrane
мостик	bridge	pont
насыщенный раствор	saturated solution	solution saturée

относительно	relatively	relativement
пластинка	plate	plaque
погружать	to dip	immerger
помещенный	placed	mis
потенциал	potential	potentiel
препятствовать	to prevent	empêcher
система	system	système
скачок потенциала	potential jump	saut de potentiel
сосуд	vessel	bouteille
трубка	tube	tube
устройство	device	aménagement
электрическая проводимость	electrical conductivity	conductivité électrique
электрод	electrode	électrode
электродвижущая сила	electromotive force	force électromotrice

**Электрод** — это система, состоящая из пластинки металла, помещенной в раствор соли этого металла. В такой системе на границе металл-раствор (твердая фаза – жидкость) возникает скачок потенциала, который называют электродным потенциалом.

Электродный потенциал зависит от природы металла и растворителя, температуры, концентрации ионов металла в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста

$$\varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}}^0 + \frac{RT}{zF} \ln [\text{Me}^{z+}],$$

где  $\varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}}$  – электродный потенциал, В;

$\varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}}^0$  – стандартный электродный потенциал, значение которого определяется природой металла и растворителя, В;

$R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К);

$T$  – температура в Кельвинах ( $T = t^{\circ}\text{C} + 273,15$ );

$z$  – заряд ионов металла;

$F$  – число Фарадея, равное 96500 Кл/моль;

$[\text{Me}^{z+}]$  – молярная концентрация потенциалопределяющих ионов металла в растворе, моль/л.

При температуре 25<sup>0</sup>С (298К) уравнение Нернста принимает вид:

$$\varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{z} \lg [\text{Me}^{z+}].$$

**Гальванический элемент** – это устройство (прибор), в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую.

Гальванический элемент состоит из двух металлических электродов, помещенных в растворы соответствующих солей. Между растворами устанавливается контакт с помощью солевого мостика (электролитического ключа). Солевой мостик заполняется концентрированным раствором электролита (например, KCl, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>) и служит ионным проводником между сосудами, в которых находятся электроды.

Примером химического гальванического элемента может служить элемент Якоби-Даниэля (рис. 8).

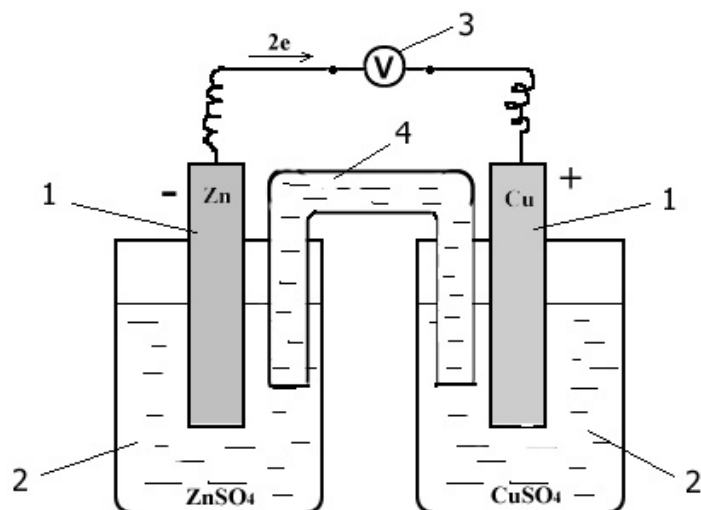


Рис. 8 – Схема медно-цинкового гальванического элемента  
(элемент Якоби-Даниэля):

1 – электроды; 2 – растворы электролитов; 3 – вольтметр; 4 – солевой мостик

Медно-цинковый гальванический элемент состоит из медного электрода (медной пластинки, погруженной в раствор  $\text{CuSO}_4$ ) и цинкового электрода (цинковой пластинки, погруженной в раствор  $\text{ZnSO}_4$ ). Схему электрода записывают следующим образом:

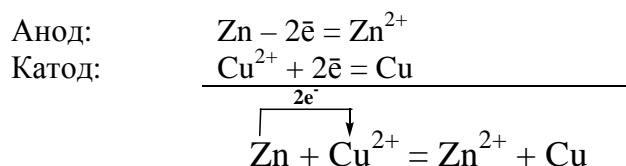
$\text{Zn}|\text{ZnSO}_4$  или  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$  – цинковый электрод;  
 $\text{Cu}|\text{CuSO}_4$  или  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$  – медный электрод.

Вертикальная черта в такой схеме обозначает границу раздела фаз (твердая фаза – жидкость). Если цинковый и медный электроды соединить металлическим проводником (замкнуть внешнюю цепь), то вольтметр покажет наличие тока в цепи: электроны с Zn-электрода переходят к Cu-электроду. Электроды, из которых составлен гальванический элемент, называют соответственно анодом и катодом.

**Анодом** будет тот электрод, потенциал которого меньше. Анод заряжен отрицательно. На нем идет процесс окисления – анодный процесс. При этом металл-восстановитель растворяется.

**Катод** – металл с более высоким значением потенциала. Катод заряжен положительно. На нем идет процесс восстановления ионов металла из раствора – катодный процесс.

В медно-цинковом гальваническом элементе цинк является анодом ( $\varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$ ), а медь ( $\varphi_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$ ) – катодом. Электроны движутся от анода (Zn) к катоду (Cu). На аноде идет процесс окисления цинка, а на катоде – процесс восстановления ионов меди (II):



Суммарное уравнение электрохимической реакции:

$$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \quad \text{или} \quad \text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$$

Вследствие этой химической реакции в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи и ионов во внутренней цепи элемента, т.е. электрический ток. Поэтому суммарная химическая реакция, протекающая в гальваническом элементе, называется токообразующей.

$$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \quad \text{или} \quad \text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$$

Вследствие этой химической реакции в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи и ионов во внутренней цепи элемента, т.е. электрический ток. Поэтому суммарная химическая реакция, протекающая в гальваническом элементе, называется токообразующей.

$$\text{Zn} \mid \text{ZnSO}_4 \parallel \text{CuSO}_4 \mid \text{Cu}.$$

В гальваническом элементе между двумя электродами возникает электродвижущая сила  $E$  (ЭДС), равная разности двух электродных потенциалов. Электродвижущая сила гальванического элемента — величина всегда положительная и рассчитывается по формуле

$$E = \varphi_{(\text{катода})} - \varphi_{(\text{анода})}.$$

## Стандартные электродные потенциалы

Абсолютное значение электродного потенциала измерить невозможно. Но можно определить значение электродного потенциала относительно какого-либо электрода, выбранного в качестве стандарта. Согласно международному соглашению таким стандартом служит стандартный (нормальный) водородный электрод, потенциал которого условно принят за нуль:  $\Phi_{2H^+/H_2}^0 = 0$ .

Стандартный электродный потенциал металла ( $\varphi_{\text{Me}^{z+}|\text{Me}}^0$ ) равен электродвижущей силе гальванического элемента, составленного из этого металла, погруженного в раствор его соли, и стандартного водородного электрода. Измерения проводят в стандартных условиях: температура – 298 К (+25<sup>0</sup>С), давление – 101,3 кПа и концентрация ионов металла в растворе, равная 1 моль/л.

Если все металлы расположить последовательно по возрастающей величине их стандартных электродных потенциалов, получим **ряд стандартных потенциалов металлов (ряд напряжений)**:

	<b>Li</b>	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Mn</b>	<b>Zn</b>	<b>Cr</b>	<b>Fe</b>	<b>Cd</b>	<b>Ni</b>	<b>Sn</b>
<b><math>\phi^0</math>, B</b>	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,25	-0,14
					<b>Pb</b>	<b>H</b>	<b>Cu</b>	<b>Hg</b>	<b>Ag</b>	<b>Au</b>			
			<b><math>\phi^0</math>, B</b>		-0,13	0	0,34	0,79	0,80	1,50			

Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов металлов характеризует их окислительно-восстановительные свойства **только в водных растворах**.

С увеличением значения  $\varphi^0$  восстановительная способность металлов уменьшается, т.е. металлические свойства (способность отдавать электроны) проявляются слабее, а окислительная способность их ионов увеличивается.

Пример: Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента при  $25^0\text{C}$ , состоящего из железной и никелевой пластин, погруженных в растворы собственных солей с концентрациями  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,1$  моль/л,  $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$  моль/л.

Дано:

$t = 25^0\text{C}$

$c(\text{Fe}^{2+}) = 0,1$  моль/л

$c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$  моль/л

$E = ?$

Решение.

1. Определяем, какой из двух металлов является анодом:

$\varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^0 = -0,44$  (В),  $\varphi_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}}^0 = -0,25$  (В). Анодом является железный электрод, катодом – никелевый электрод.

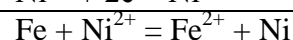
2. Записываем схему гальванического элемента:



3. Составляем уравнения электродных процессов:

Анод:  $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$

Катод:  $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$



4. Рассчитываем ЭДС ( $E$ ):

$$E = \varphi_{(\text{катода})} - \varphi_{(\text{анода})}.$$

При  $25^0\text{C}$  потенциал никелевого электрода (катода) равен:

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}} = \varphi_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Ni}^{2+}] = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,25 + 0,03 \cdot (-2) = -0,31 \text{ В}.$$

При  $25^0\text{C}$  потенциал железного электрода (анода) равен:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Fe}^{2+}] = -0,44 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,44 + 0,03 \cdot (-1) = -0,47 \text{ В},$$

$$E = \varphi_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}} - \varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} = -0,31 - (-0,47) = 0,16 \text{ В}.$$

### Вопросы и задания

1. Что представляет собой электрод? Запишите схему свинцового электрода.
2. Где возникает электродный потенциал? От чего он зависит?
3. Рассчитайте потенциал кадмиевого электрода при  $25^0\text{C}$ , погруженного в раствор соли с концентрацией  $c(\text{Cd}^{2+}) = 0,001$  моль/л.
4. Что называют гальваническим элементом?

5. Из чего состоит гальванический элемент?

6. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента при 25<sup>0</sup>С, состоящего из железной и медной пластин, погруженных в растворы собственных солей с концентрациями  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,1$  моль/л,  $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,01$  моль/л.

## 12.2 Электролиз

### Новые слова и словосочетания

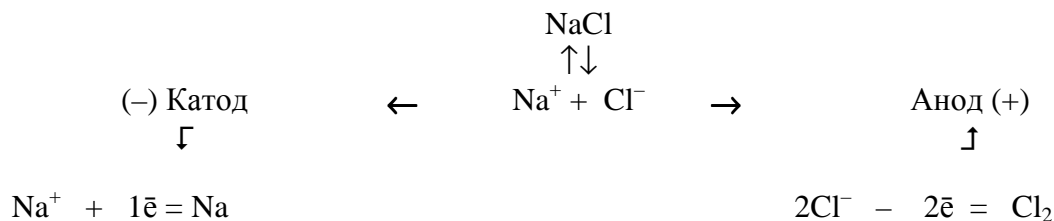
внешняя цепь	external circuit	circuit externe
выделение	allocation	allocation
извне	outside	à l'extérieur
инертный	inert	inerte
источник постоянного тока	direct current power source (DC power source)	source de courant constant
копия	copy	copie
направленный	directed	dirigée
одновременно	simultaneously	simultanément
осуществляться	implemented	mis en œuvre
перемещаться	to move	déménagement
поместить	to place, to put	placer
разряжаться	to discharged	dénigrer
расплав	melt	métal en fusion
рельефный	relief	soulagement
самопроизвольно	spontaneously	spontanément
химический эквивалент	chemical equivalent	équivalent chimique
электролиз	electrolysis	électrolyse

**Электролиз** – это окислительно-восстановительный процесс, который происходит на электродах при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита.

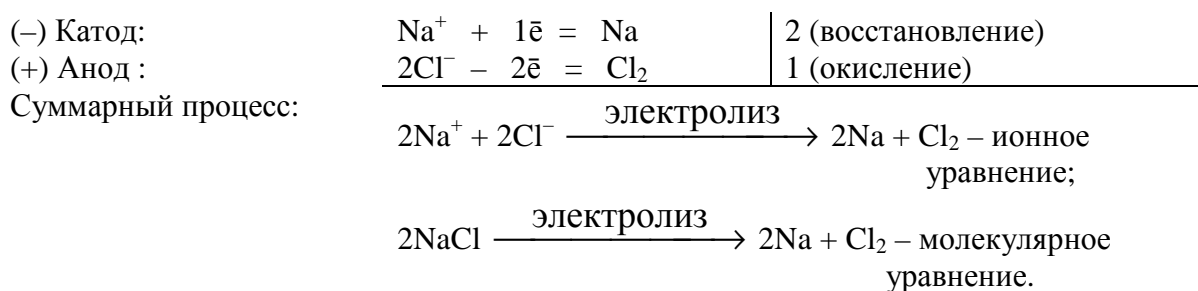
Если в раствор или расплав электролита поместить два электрода и подсоединить их к источнику постоянного тока, то движение ионов станет направленным: катионы будут двигаться к отрицательно заряженному катоду, а анионы – к положительно заряженному аноду. На аноде происходит окисление, на катоде – восстановление. При этом на электродах и в растворе химические реакции осуществляются с помощью электрического тока, а это означает, что электрическая энергия превращается в химическую. При работе гальванического элемента, наоборот, энергия происходящей в нем химической реакции, превращается в электрическую энергию. Поэтому при электролизе электроды имеют противоположные знаки зарядов по сравнению с гальваническим элементом: **при электролизе катод заряжен отрицательно, а анод – положительно.**

Рассмотрим процессы, которые протекают при пропускании электрического тока через расплав хлорида натрия NaCl.

Схема электролиза расплава хлорида натрия:



Катионы натрия  $\text{Na}^+$  перемещаются к отрицательно заряженному электроду (катоде), где восстанавливаются, взаимодействуя с электронами, которые поступают по внешней цепи; одновременно анионы  $\text{Cl}^-$  перемещаются к положительно заряженному электроду (аноду), где окисляются, отдавая электроны:



В водном растворе электролита, кроме катиона и аниона самого электролита, присутствуют ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  – продукты диссоциации воды. При осуществлении электролиза (при прохождении электрического тока через раствор) положительно заряженные ионы перемещаются к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. При достижении соответствующего электрода ионы разряжаются (отдают или принимают электроны).

Если в растворе одновременно находятся несколько ионов, то катодный и анодный процессы происходят в строго определённой последовательности.

### Катодные процессы в водных растворах солей

При электролизе водных растворов солей на катоде будет происходить восстановительный процесс, в котором могут участвовать как катионы металла, так и молекулы воды. Определить, какой именно восстановительный процесс будет происходить на катоде, поможет ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений). Возможны три случая:

1. Катионы металлов, которые имеют больший стандартный электродный потенциал, чем у водорода (это металлы, которые в ряду напряжений стоят после водорода - Cu Hg Ag Pt Au), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде:



2. Катионы металлов, которые находятся между литием и алюминием (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, Mg, Al) не восстанавливаются на катоде. На катоде идет процесс восстановления ионов водорода воды:



2. Катионы металлов, которые имеют стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb) при электролизе восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

### Электрохимический ряд напряжений металлов

Li K Ca Na Mg Al	Mn Zn Cr Fe Cd Ni Sn Pb	H <sub>2</sub>	Cu Hg Ag Pt Au
$\text{Me}^{z+} + z\bar{e} \neq \text{Me}^0$ Катионы $\text{Me}^{z+}$ остаются в растворе $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ $(2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2)$	$\text{Me}^{z+} + z\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ $(2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2)$		$\text{Me}^{z+} + z\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$

Если водный раствор содержит катионы разных металлов, то в процессе электролиза выделение их на катоде происходит в порядке уменьшения стандартного электродного потенциала соответствующего металла. Так, из смеси катионов  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  первыми будут восстанавливаться катионы серебра  $\text{Ag}^+$  ( $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,80\text{В}$ ), потом – катионы меди  $\text{Cu}^{2+}$  ( $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34\text{В}$ ) и последними – катионы железа  $\text{Fe}^{2+}$  ( $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{В}$ ).

### Анодные процессы в водных растворах солей

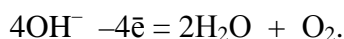
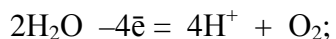
При электролизе водных растворов солей на аноде происходит процесс окисления, характер которого зависит от материала анода и природы аниона. Анод может быть нерастворимым (инертным) и растворимым (активным). Нерастворимые аноды изготавливают из угля, графита, платины или золота. Растворимые – из цинка, меди, никеля, кадмия, серебра и других металлов.

При электролизе водных растворов солей с *инертным анодом* на нем происходит окисление анионов кислот или молекул воды (гидроксид – ионов):

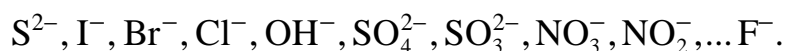
- при электролизе водных растворов солей *бескислородных* кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HSCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и других, кроме  $\text{HF}$ ) на аноде *идет процесс окисления аниона*



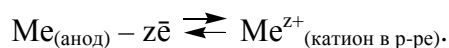
- при электролизе водных растворов солей *кислородсодержащих* кислот ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) и фторидов на аноде *идет процесс окисления воды (выделяется кислород); анион соли не окисляется и остается в растворе*



Анионы по их способности к окислению можно расположить в ряд:



При электролизе водных растворов солей с *растворимым анодом*, независимо от природы аниона, *всегда идет окисление металла анода*, то есть он отдает электроны во внешнюю цепь:



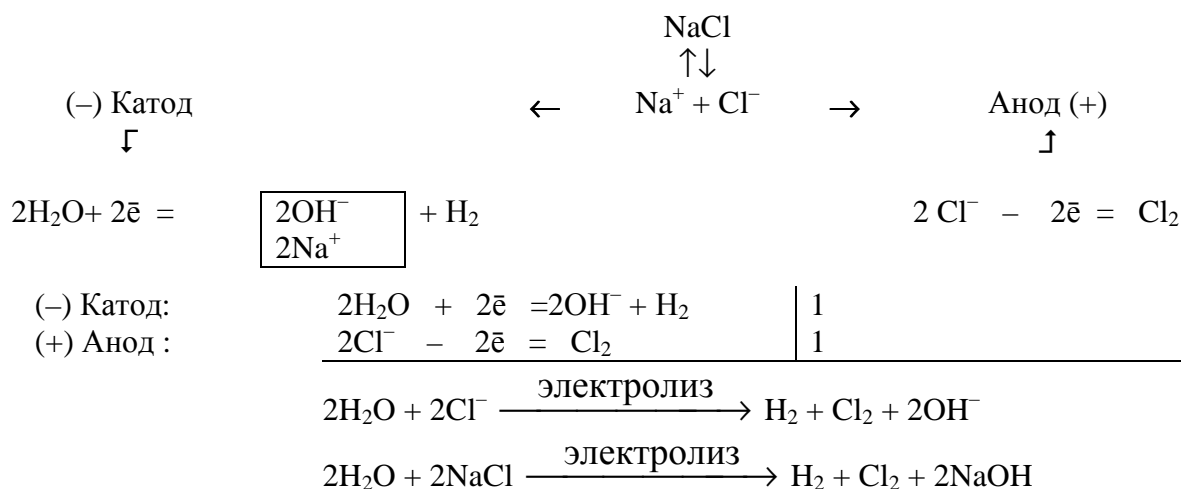
Ионы металла  $\text{Me}^{z+}$  переходят в раствор, анод растворяется.



Анод	Кислотный остаток	
	бескислородных кислот	кислородсодержащих кислот
нерастворимый (уголь, графит, Pt, Au)	окисление аниона (кроме F <sup>-</sup> ): $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$	кислая(нейтральная) среда $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ ; щелочная среда: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . В растворе остаются анионы кислотных остатков
растворимый	окисление металла анода $\text{Me}^0_{(\text{анод})} - z\bar{e} \rightleftharpoons \text{Me}^{z+}_{(\text{раствор})}$	

Составим схему электролиза водного раствора хлорида натрия NaCl.

**Решение:**



### Законы Фарадея

Количественные расчеты процессов электролиза проводят на основании законов Фарадея.

**Первый закон Фарадея:** масса вещества, выделяющегося на электроде при электролизе, прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор.

**Второй закон Фарадея:** при электролизе различных электролитов одинаковые количества электричества выделяют на электродах количества веществ, прямо пропорциональные их химическим эквивалентам.

**Химический эквивалент элемента** – это количество элемента или вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество его атомов в химических реакциях.

Масса вещества  $m$  (в граммах), восстановленного на катоде или окисленного на аноде согласно законам Фарадея, может быть вычислена по формуле

$$m = \frac{M_{\text{ЭКВ}}}{F} \cdot I \cdot \tau = \frac{M_{\text{ЭКВ}}}{96500} \cdot I \cdot \tau; \quad M_{\text{ЭКВ}} = \frac{M}{N(e^-)},$$

где  $M_{\text{ЭКВ}}$  – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

$F$  – число Фарадея ( $F = 96500$  Кл/моль);

$I$  – сила тока в амперах, А;

$\tau$  – время в секундах, с;

$M$  – молярная масса вещества, г/моль;

$N(e^-)$  – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления 1 моль вещества на электроде.

**Пример.** При электролизе водного раствора нитрата серебра с нерастворимым анодом в течение 25 минут на катоде выделилось 4,8 г металлического серебра. Рассчитайте силу тока, прошедшего через раствор. Напишите уравнения соответствующих электродных процессов.

Дано:

$\text{AgNO}_3$  (р-р)

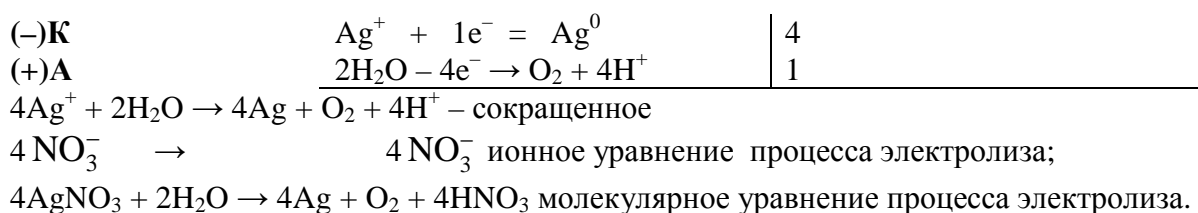
$\tau = 25$  мин

$m(\text{Ag}) = 4,8$  г

$I = ?$

Решение.

Нитрат серебра в водном растворе диссоциирует на катионы серебра  $\text{Ag}^+$  и нитрат-ионы  $\text{NO}_3^-$ . На инертных электродах протекают следующие процессы:



Массу серебра, которая восстановилась на катоде, можно рассчитать по уравнению

$$m = \frac{M_{\text{ЭКВ}}}{F} \cdot I \cdot \tau = \frac{M_{\text{ЭКВ}}}{96500} \cdot I \cdot \tau.$$

Из этого уравнения можно определить силу тока:

$$I = \frac{m \cdot 96500}{M_{\text{ЭКВ}} \cdot \tau}$$

$$m(\text{Ag}) = 4,8 \text{ г}; M_{\text{ЭКВ}}(\text{Ag}) = \frac{M(\text{Ag})}{1} = 107,87 \text{ г/моль};$$

$$\tau = 25 \text{ мин} = 25 \cdot 60 = 1500 \text{ с.}$$

$$I = \frac{m \cdot 96500}{M_{\text{ЭКВ}} \cdot \tau} = \frac{4,8 \cdot 96500}{107,87 \cdot 1500} = 2,9 \text{ А.}$$

Электролиз используют для получения наиболее активных металлов (Na, K, Ca, Mg, Al) и неметаллов ( $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ); щелочей KOH и NaOH. С помощью электролиза очищают металлы, покрывают один металл слоем другого металла. Электролиз используют для снятия точных копий с рельефных изделий (гальванопластика).

### Вопросы и задания

1. Что называют электролизом?
2. Какой процесс называют: а) катодным; б) анодным?
3. Какие процессы происходят на катоде и на аноде при электролизе раствора: а) нитрата меди (II); б) хлорида калия; в) сульфата никеля (II); г) сульфата натрия?
4. Какой металл будет выделяться на катоде при электролизе раствора, содержащего ионы цинка ( $\text{Zn}^{2+}$ ), свинца ( $\text{Pb}^{2+}$ ) и железа ( $\text{Fe}^{2+}$ )?
5. Где применяется электролиз на практике?

## Тестовые задания к теме 12

### Электрохимические процессы

*К каждому заданию даны четыре варианта ответа, из которых только один правильный. Выберите правильный ответ.*

1. На значение стандартного электродного потенциала не влияет:  
а) температура;  
б) концентрация электролита;  
в) природа металла;  
г) присутствие примесей.
2. Электрохимический ряд напряжений металлов – это последовательное размещение металлов в порядке:  
а) увеличения их атомных масс;  
б) уменьшения восстановительной активности металлов;  
в) увеличения порядкового номера элемента;  
г) уменьшения окислительной активности катионов.
3. Между каким металлом и водным раствором какой соли может проходить химическая реакция:  
а) Zn и  $\text{MgCl}_2$ ;  
б) Pb и  $\text{ZnSO}_4$ ;  
в) Au и  $\text{AgNO}_3$ ;  
г) Fe и  $\text{CuCl}_2$ .
4. На аноде в гальваническом элементе, который состоит из пластин никеля и цинка, погруженных в растворы своих солей, идет процесс:  
а)  $\text{Ni} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$  ;  
б)  $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}$ ;  
в)  $\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ ;  
г)  $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}$ .
5. На катоде в гальваническом элементе  $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$  при одинаковой концентрации электролитов идет реакция:  
а)  $\text{Cu} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ ;  
б)  $\text{Ag}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Ag}$ ;  
в)  $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$ ;  
г)  $\text{Ag} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Ag}^+$ .
6. Выберите схему гальванического элемента, в котором происходит реакция  
$$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn SO}_4$$
  
а)  $(-) \text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu} (+)$ ;  
б)  $(-) \text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn} (+)$ ;  
в)  $(-) \text{Zn} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Cu} (+)$ ;  
г)  $(-) \text{Cu} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Zn} (+)$ .
7. В гальваническом элементе катодом является пластина из никеля, которая находится в растворе соли  $\text{NiSO}_4$ . Какой из металлов может быть анодом:  
а) Mg;  
б) Cu;

- в) Sn;
- г) Ag.

8. В гальваническом элементе анодом является пластина из свинца, которая находится в растворе соли  $Pb(NO_3)_2$ . Какой металл можно выбрать в качестве катода для получения максимальной ЭДС:

- а) Cu;
- б) Hg;
- в) Fe;
- г) Al.

9. В гальваническом элементе катодом является пластина из серебра, которая находится в растворе соли  $AgNO_3$ . Какой металл можно выбрать в качестве анода для получения максимальной ЭДС:

- а) Cu;
- б) Ag;
- в) Fe;
- г) Pb.

10. Устройство, в котором происходит превращение энергии окислительно-восстановительной реакции в электрическую энергию, это:

- а) электролизер;
- б) вольтметр;
- в) амперметр;
- г) гальванический элемент.

11. На катоде происходит процесс:

- а) окисления;
- б) нейтрализации;
- в) восстановления;
- г) излучения.

12. На аноде происходит процесс:

- а) излучения;
- б) нейтрализации;
- в) восстановления;
- г) окисления.

13. Согласно схеме  $Zn | Zn^{2+} || Fe^{2+} | Fe$  в гальваническом элементе:

- а) Fe – растворяется;
- б) Zn – восстанавливается;
- в) электроны движутся от Fe к Zn;
- г) Zn – анод

14. Совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих на электродах в растворах или расплавах электролитов при пропускании через них постоянного электрического тока это:

- а) коррозия;
- б) электролиз;
- в) гидролиз;

г) электролитическая диссоциация.

15. Состав электролита не изменяется при электролизе растворов солей:

- а)  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- в)  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ;
- г)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaBr}$ .

16. На аноде выделяется кислород при электролизе растворов солей:

- а)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ;
- б)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$ ;
- в)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaBr}_2$ ;
- г)  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ .

17. На катоде выделяется водород при электролизе растворов солей:

- а)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;
- б)  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ;
- в)  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ;
- г)  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ .

18. На катоде восстанавливаются катионы металлов при электролизе растворов солей:

- а)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ;
- б)  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{BaS}$ ;
- в)  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ;
- г)  $\text{BaS}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

19. Выберите вещество, которое выделяется на аноде при электролизе раствора хлорида натрия:

- а)  $\text{O}_2$ ;
- б)  $\text{H}_2$ ;
- в)  $\text{K}$ ;
- г)  $\text{Cl}_2$ .

20. Выберите вещество, которое выделяется на катоде при электролизе раствора хлорида меди(II):

- а)  $\text{Cu}$ ;
- б)  $\text{Cl}_2$ ;
- в)  $\text{H}_2$ ;
- г)  $\text{Cu}$  и  $\text{H}_2$  одновременно.

Таблица растворимости кислот, оснований и солей

Анионы	Катионы																		
	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup> K <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup> Ni <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	–	P	P	–	M	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	P	H	M	M	P	H	H	M	M
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	H	P	P	P	P	P	–	P	H	P	P	P	P	–	P	P
S <sup>2-</sup>	P	–	P	H	–	–	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	–
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	–	H	H	H	H	H	–	–	–
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	P	P	P	P
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	M	M	H	H	H	H	–	–	H	H	H	H	H	–	–	–
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	–	P	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H	H	H	H	H	H
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	P	–	P	–

*P* – растворяется в воде, *M* – мало растворяется, *H* – не растворяется,  
*прочерк* – не существует или в водном растворе распадается.

## РУССКО-АНГЛО-ФРАНЦУЗСКИЙ СЛОВАРЬ

Русский	Английский	Французский
---------	------------	-------------

### А

абсолютный	absolute	absolu
абсолютное значение	absolute value	valeur absolue
агрегатное состояние	aggregate state	État physique
агрегатный	aggregate	d'agrégation
акцептор	acceptor	acctpteur
аллотропия	allotropy	allotropy
алмаз	diamond	diamant
аморфный	amorphous	amorphe
амфотерный	amphoteric	amphotère
анизотропия	anisotropy	anisotropie
анион	anion	anion
атом	atom	atome
атомная масса	atomic mass	masse atomique
атомная орбиталь	atomic orbital	orbitale atomique

### Б

бинарный	binary	binaire
бинарное соединение	binary compound	composé binaire
благородный газ	noble gas	gaz nobles
блеск	shine	briller

### В

валентность	valence, valency	valence
валентный	valent	valent
величина	quantity	grandeur
вертикальный	vertical	vertical
вещество	substance, matter	substance
взаимная ориентация	relative orientation	orientation mutuelle
взаимодействие	interaction	action réciproque
взаимодействовать	interact	interagir
вкус	taste	saveur
внешний	external	extérieur
внешний слой	outer layer	couche externe
внешняя цепь	external circuit	circuit externe
внутренняя энергия	internal energy	l'énergie interne
водородная связь	hydrogen bond	liaison hydrogène

водородный показатель	hydrogen index	hydrogenion exponent
возбужденное состояние	excited state	état d'ex tation
возбужденный	excited	excité
воздействие	influence	influence
возможный	possible	possible
возникать	arise	survenir
возрастать	increase, grow	s'accroître
волна	wave	vague
воск	wax	wax
восстанавливаться	to be reduced	être réduit
восстановитель	reducing agent	réducteur
восстановление	reduction	réduction
выгодно	favorable	utilement
выделение	allocation	allocation
выделение тепла	heat release	evolution de la chaleur
выделяться	separate	se dégager
высший	the highest	supreme
вычислять, вычислить	calculate, compute	calculer

## Г

газ, газообразный	gas	de gas, gazeux
газообразный	gaseous	gazeux
галогены	halogens	halogén
гальванический элемент	galvanic cell	élément galvanique
геометрия	geometry	géométrie
гетерогенный	heterogeneous	hétérogène
гидроксид	hydroxide	hydroxyde
гидролиз	hydrolysis	hydrolyse
главный	main, major	principal
гомогенный	homogeneous	homogène
горение	burning	brûlant
горизонтальный	horizontal	horizontal
граница	boundary	frontière
граница раздела фаз	phase boundary	limite de phase
графит	graphite	graphite
группа	group	groupe

## Д

давление	pressure	pression
двигаться	to move	déplacer
двойственный	dual	dual
десятичный логарифм	decimal logarithm	logarithme



диссоциация	dissociation	dissociation
диссоциировать	dissociate	dissocier
диффузия	diffusion	diffusion
доля	percentage, portion	part
донор	donor	donneur
дополнительный	additional	supplémentaire

## Е

единица измерения	unit of measurement	unite de mesure
-------------------	---------------------	-----------------

## Ж

жидкий	liquid	liquide
--------	--------	---------

## З

завершенный	completed	complete
завершить	complete	complete
зависимость	dependence	dépendance
закон	law, rule	loi
закономерность	rule	régularité
замерзание	freezing	gel
замещение	substitution	substitution
заместить, замещать	substitute, replace	substituer
замкнутый	closed	fermé
запах	smell, odour	odeur
заполнение	arrangement	remplissement
заполнять	fill	remplir
замерзание	freezing	congélation
заряд	charge	chargé
заряженный	charged	chargé
знак, символ	sign, symbol	signe, symbole
значение	value	valeur

## И

избыток	excess	excès
извне	outside	à l'extérieur
измельчение	grinding	broyage
изменение	change	changer
изменять	to change	transformer
измерять	measure	mesurer
изображать	to represent	représenter
изогнутый	curved	incurvée
изолированный	isolated	isolé

изотоп	isotope	isotope
изотропия	isotropism	isotropisme
индекс	index	index
индикатор	indicator	indicateur
инертный	inert	inerte
инертность	passivity	inertie
ион	ion	ion
ионизированный	ionized	ionisée
ионная связь	ionic bond	liaison ionique
исключить	to exclude	exclure
использовать	use	employer
испускание	emission	emissions
источник постоянного тока	direct current power source (DC power source)	source de courant constant
исходный	initial	original

## К

катализатор	catalyst	catalyseur
катион	cation	cation
катод	cathode	cathode
качественный	qualitative	qualitatif
квант	quantum	quantum
квантовое число	quantum number	nombre quantique
кинетика	kinetics	cinétique
кипение	boiling	ebullition
кислая среда	acidic medium	milieu acide
кислота	acid	aside
кислотность	acidity	acidité
кислотный	acidic	aside
классификация	classification	classification
клей	glue	glue
ковалентная связь	covalent bond	liaison covalente
ковалентность	covalency	la covalence
количественный	quantitative	quantitatif
количество	quantity	quantité
компонент	component	composant
конечный	final	finale
константа диссоциации	dissociation constant	constante de dissociation
константа скорости реакции	reaction rate constant	constante de vitesse de réaction
константа химического равновесия	chemical equilibrium constant	constante d'équilibre chimique

концентрация	concentration	concentration
концентрированный	concentrated	concentré
копия	copy	copie
коэффициент	coefficient	coefficient
краткий	short	succincte
кратная связь	multiple (double, or triple) bond	liaison multiple
кратный	multiple	multiple
кристалл	crystal	cristal
кристаллическая решетка	crystal lattice	réseau cristallin

## Л

летучесть	volatility	volatilité
любой	any	tout

## М

магнитный	magnetic	magnétique
максимальный	maximum	maximale
масса	mass	masse
массовая доля	mass fraction (percentage)	fraction de masse
мембрана	membrane	membrane
металл	metal	métal
металлическая связь	metallic bond	liaison métallique
метод электронного баланса	electron balance method	procédé selon l'une balance électronique
метр	meter	mètre
механизм	mechanism	mécanisme
молекула	molecule	molécule
молекулярная масса	molecular mass	moléculaire
моль	mole	mole
молярная концентрация	molar concentration	concentration molaire
молярная масса	molar mass	masse molaire
молярный объём	molar volume	volume molaire
мостик	bridge	pont
множитель	multiplier	multiplicateur

## Н

название	name, title	appellation, nom
наивысший	the highest	le plus haut
наименьший	the smallest	le plus petit
наименьшее общее кратное	the smallest common divisor	moins commun multiple
наличие	availability	disponibilité
направление	direction	la direction

направленный	directed	dirigée
нарушать	to violate, to break	altérer
насыщенный	saturated	saturés
незавершенный	incomplete	incomplète
неизменный	constant	invariable
нейтральная среда	neutral medium	milieu neutre
нейтральный	neutral	neuter
нейтрон	neutron	neutron
необратимый	irreversible	irréversible
необратимые реакции	irreversible reactions	réaction irréversible
неполярная связь	non-polar bond	liaison non polaire
нерастворимый	insoluble	insoluble
неудобно	uncomfortably	inconfortablement
низший	the lowest	inférieur
номенклатура	nomenclature	nomenclature

## O

обмен	exchange	échange
обменивать (ся)	to exchange	Échanger
обобществление		
обозначать	designate, mean	designer, marquer
облако	cloud	cloud
образование	formation	formation
образовывать, образовать	form, constitute	former, constituer
обратимые реакции	reversible reactions	réversible
обратимость	reversibility	réversibilité
обратная реакция	backward reaction	
объём	volume	volume
общая электронная пара	shared electron pair	La paire d'électrons totale
общий	common	commun
одинарная связь	single bond	une liaison simple
одинаковый	equal, identical	uniform, identique
одновременно	simultaneously	simultanément
однородный	homogeneous	homogène
окисление	oxidation	oxydation
окислитель	oxidant	oxydant
окислительно-восстановительная реакция	oxidation-reduction reaction	réaction d'oxydoréduction
округлять	round off	tour
оксид	oxide	oxyde
определять	define, determine	définir
определенный	definite, determined	défini

орбиталь	orbital	orbitale
орбитальное квантовое число	angular momentum quantum number, azimuthal quantum number	nombre quantique orbital
ориентация	orientation	orientation
осадок	precipitate	sédiments
ослаблять	to reduce	atténuer
основание	base	base
основное состояние	ground state	l'état du sol
осуществлять	to implement	exercer
отдача	return	retour
отдавать	to give away	donner
отличаться	to differ	différer
относительная плотность	relative density	densité relative
относительный	relative	relatif
отражение	reflection	réflexion
отрицательный	negative	négatif
отрыв	separation	détachement

## II

перегруппировка	rearrangement	regroupement
передача	transfer	transmission
перекрывать	overlap	chevaucher, couper
перекрывание	overlap	
переменный	variable	alternè, variable
перемещаться	move	mouvement
период	period	période
периодический закон Менделеева	periodic law of Mendeleev	Loi périodique de Mendèlèiev
периодическая система	periodic system (table)	système périodique
плавление	melting, fusion	fusion
плазма	plasma	plasma
пластинка	the plate	lame
пластичность	ductility	ductilité
плотность	density	densité
площадь	area	surface
побочный эффект	side effect	effet secondaire
повышать	to increase	augmenter
поглощение	absorption	absorption
погружать	immerse	plonger, submerger
подгруппа	subgroup	sous-groupe

подуровень	sub – level	sous – niveau
положение	location	situation
положительный	positive	positif
полностью	completely	pleinement
полный	full, total	plein
поляризованный	polarized	polarisée
полярная молекула	polar molecule	molecule polaire
полярный	polar	polaire
поместить	to place, to put	placer
помещенный	placed	mis
понижение	decrease	decrease
понятие	notion	□iff, notion
порошок	powder	poudre
порядковый номер	serial number	Numero d'ordre
последний	last	dernier
последовательность	sequence	constant
постоянный	constant	constant
потенциал	potential	potentiel
превращение	transformation	transformation
предоставлять	to provide	fournir
предположить	suppose	supposer
предпоследний	last but one	avant-dernier
представлять	to represent	soumettre
преобладать	predominate	prévaloir
препятствовать	prevent	empêcher
прибор	instrument	appareil
признак	attribute	caractère
принадлежать	belong	appartenir
принимать	to accept, to take	prendre
принцип	principle	principe
приобретать	to acquire	se procurer
присоединять	attach, join, connect	joindre
присутствовать	to be present	il est
притягивать	withdraw, attract	attirer
притяжение	attraction	atraction
проверка	check	vérifier
проверять	verify	vérifier
продукт (реакции)	product (of reaction)	produit
происхождение	origin	origine
пропорциональность	proportionality	proportionnalité
простой	simple	simple
пространство	space, area	espace

противоположный	opposite (charges)	charges de noms contraires
противоположно направленный	opposite directed	dirigé protivoplozhno
протон	proton	proton
процент	percentage	pourcentage
процесс	process	processus
процесс восстановления	reduction process	le processus de récupération
процесс окисления	oxidation process	le procédé d'oxydation
прочность	strength	force
прямая реакция	forward reaction	réaction directe

## P

равновесие	equilibrium	équilibre
равномерно	evenly	uniformément
разбавленный (раствор)	diluted solution	Solution sursaturée
различать	to distinguish	distinguer
разложение	dissociation	dissociation
размер	size	taille
разница	difference	différence
разный	different	□ifferent, varié
разрушать	to destroy, to break down	détruire, effondrement
разрыв	break	gap
разряжаться	to discharge	
расплав	melt	métal en fusion
расположение	location, position	position
распределение	distribution, allocation	distribution
рассчитать	to calculate, to estimate	calculer
раствор	solution	solution
растворимость	solubility	solubilité
растворитель	solvent	solvant
растворять	dissolve	dissoudre
расчет	calculation	calcul
реагент	reagent	réactif
реагирующие вещества	reactants	réactifs
реакция	reaction	réaction
реакция замещения	substitution or replacement reactions	réaction de remplacement
реакция обмена	exchange reaction	réaction d'échange
реакция разложения	decomposition reaction	réaction de décomposition
реакция соединения	combination reaction	la réaction du composé
рельефный	relief	en relief
ряд	range, series	série

С

самопроизвольно	spontaneously	spontanément
свободная орбиталь	free orbital	orbite libre
своеобразный	peculiar	a l'aise
свойство	property	propriété
связь	bond	liaison
сильный	strong, powerful	fort
сильный электролит	strong electrolyte	électrolyte fort
символ	symbol	symbol
симметрично	symmetrically	symétriquement
система	system	systeme
скачок (потенциала)	impact (of potential)	saut (potentiel)
скорость (реакции)	rate (of reaction)	vitesse
слабый	weak, low	faible
слабый электролит	weak electrolyte	électrolyte faible
следовательно	therefore	par conséquent
сложный	complicated	complexe
смещаться	shift	déplacer
смещение	displacement	déplacement
смола	resin	résine
снаружи	outside	en dehors
совокупность	totality, the sum total	ensemble, totalité
совпадать	to match	Égaler
содержать	contain	contenir
содержащийся	being contained	inclus
соединять	connect	composér
соль	salt	sel
соответствовать	correspond to	correspondre
соответствующий	corresponding to	correspondant
соприкосновение	contact	contactez
сопровождается	accompanied by	accompagné par
сосредоточить	concentrate	concentrer
состав	composition	composition
составной	composed	composant
состояние	state	état
состоять из	consist of ...	être compose de ...
сосуд	vessel	vessel
сохранение	saving	préservation
сохранять	preserve	conserver, maintenir
спаренный	paired	accouplé
спин	spin	rotation
спирт	alcohol	alcool



сплав	alloy	alliage
способность	ability, capacity	capacité, pouvoir
способствовать	to promote	aptitude
среда	medium	milieu
средняя соль	medium salt	moyen
сродство к электрону	electron affinity	affinité ā
стабильный	stable	Écurie
стекло	glass	verre
степень диссоциации	degree of dissociation	degree de dissociation
степень окисления	oxidation number	
стремление	endeavour	aspiration à
строение	structure	structure
строка	line	ligne
структура	structure	construction
сферический	specific	sphérique
схема	diagram, scheme	schéma
сходство	similarity	resemblance, similitude

### Т

таблица	table	tableau
тепловой эффект реакции	thermal effect of reaction	Effect thermique de la réaction
твёрдость	hardness	dureté
твёрдый	solid	solide
теплопроводность	thermal conductivity	conductivité thermique
теплота	heat	chaleur
тип	type	catégorie
трубка	tube	tube

### У

убывать	decrease	décroître
увеличение	increase	accroissement
удерживать	to keep, to hold	tenez
узел	node	node
упорядоченный	ordered	commandé
уравнение	equation	équation
уравнять	equalize	égaliser
уровень	level	niveau
условный	conditional	conditionnel
устойчивая конфигурация	stable configuration	configuration stable
устойчивый	steady	stable
устройство	mechanism	mécanisme

**Ф**

фаза	phase	phase
форма (тела)	form, shape	forme
формула	formula	formule

**Х**

хаотический	chaotic	chaotic
хрупкость	characterization, feature	caractérisation
характеризовать	to characterize	caractériser
химическая реакция	chemical reaction	réaction chimique
химическая связь	chemical bond	liaison chimique
химическая формула	chemical formula	formule chimique
химический	chemical	chimique
химический эквивалент	chemical equivalent	équivalent chimique
химический элемент	chemical element	élément chimique
химическое уравнение	chemical equation	équation chimique
хрупкость	fragility	fragilité

**Ц**

цвет	colour	couleur
цепь	chain	chain

**Ч**

частица	particle	particule
частичный	partial	partiel
число	number	number
Число Авогадро	the Avogadro constant	nombre d'Avogadro

**Щ**

щелочной	alkaline	alcalin
щелочность	basicity	alcalinité
щелочь	alkali	alcali

**Э**

эквивалент	equivalent	équivalent
экзотермический	exothermic	exothermique
электрическая проводимость	electrical conductivity	la conductivité électrique
электрическая сеть	electric net	réseau électrique
электрический заряд	electric charge	la charge électrique
электрический ток	electric current	le courant électrique
электрод	electrode	électrode
электродвижущая сила	electromotive force(e.m.f.)	Force électromotrice(f.e.m.)
электродный потенциал	electrode potential	potentiel d'électrode

электролиз	electrolysis	électrolyse
электролит	electrolyte	électrolyte
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique
электрон	electron	électron
электронное облако	electron “cloud”	nuage d'électrons
электронная оболочка	electron shell	couche électronique
электронная пара	electron pair	paire d'électrons
электроотрицательность	electronegativity	électronégativité
электропроводность	electric conductivity	conductivité
электростатический	electrostatic	Électrostatique
элемент	element	élément
элементарная частица	elementary particle	particule élémentaire
энергия	energy	énergie
энергия ионизации	ionization energy	énergie d'ionisation
энергетический уровень	energy level	le niveau d'énergie
эндотермический	endothermic	endothermique
энтальпия	enthalpy	enthalpie

## Я

явление	phenomenon	phénomène
ядро	nucleus	noyau
ячейка	cell	cellule

## Ответы на тестовые задания

### Тема 1. Основные понятия и законы химии

1. б	2. б	3. в	4. а	5. в	6. а	7. в	8. б
9. а	10. б	11. в	12. г	13. б	14. в	15. б	16. а
17. а	18. б	19. б	20. б	21. в			

### Тема 2. Периодический закон и периодическая система элементов

#### Д. И. Менделеева. Строение атома

1. б	2. б	3. г	4. а	5. г	6. в	7. а	8. г
9. б	10. г	11. в	12. а	13. а	14. в	15. а	16. в
17. б	18. г	19. б	20. б	21. б	22. б	23. в	24. в
25. б	26. г	27. г	28. в	29. а	30. б	31. г	32. б
33. б	34. а	35. в	36. г	37. б	38. б	39. г	40. б
41. а							

### Тема 3. Химическая связь

1. а	2. а	3. б	4. г	5. в	6. б	7. а	8. б
9. в	10. в	11. б	12. б	13. б	14. а	15. б	

### Тема 4. Валентность и степень окисления

1. а	2. б	3. б	4. б	5. в	6. г	7. б	8. а
9. б	10. г	11. б	12. в	13. в	14. б	15. в	16. б
17. а							

### Тема 6. Классификация химических реакций

1. в	2. а	3. б	4. г	5. б	6. в	7. г	8. б
9. а	10. в	11. в	12. б	13. б	14. б	15. г	16. г

### Тема 7. Основные классы неорганических соединений

1. б	2. а	3. в	4. б	5. г	6. в	7. в	8. в
9. б	10. б	11. а	12. в	13. б	14. в	17. б	18. в
19. б	20. г						

### Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции

1. б	2. в	3. а	4. в	5. г	6. в	7. в	8. б
9. б	10. в	11. а	12. г	13. б	14. г	15. в	16. г
17. в	18. в	19. б	20. г				

### Тема 10. Химическая кинетика и равновесие

1. а	2. а	3. г	4. в	5. б	6. в	7. г	8. г
9. а	10. в	11. в	12. б	13. в	14. б	15. в	16. г
17. а	18. а	19. б					

### Тема 11. Растворы

1. г	2. б	3. а	4. в	5. б	6. г	7. а	8. б
9. в	10. б	11. а	12. б	13. в	14. г	15. б	16. а
17. б	18. а	19. в	20. г	21. а	22. г	23. б	24. а
25. в	26. в	27. г	28. б				

### 12. Электрохимические процессы

1. г	2. б	3. г	4. в	5. б	6. а	7. а	8. б
9. в	10. г	11. в	12. г	13. г	14. б	15. б	16. а
17. в	18. в	19. г	20. а				

### Список источников

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія / Н. В. Романова. – Ірпінь: ВТФ “Перун”, 1988. – 480 с.
2. Хомченко Г. П. Пособие по химия для поступающих в вузы. 4-е изд., испр. и доп. / Г. П. Хомченко. – М.: Новая волна, 2002. – 480 с.
3. Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1988. – 702 с.
4. Капустян А. И. Химия для студентов – иностранцев подготовительных факультетов вузов / А. И. Капустян, Т. В. Табенская. – М.: Высшая школа, 1990. – 399 с.
5. Хомченко І. Г. Загальна хімія / І. Г. Хомченко. – К.: Вища школа, 1993. – 424 с.
6. Гройсман І. А. Хімія. Закони, схеми, формули, рівняння. Довідкове видання / І. А. Гройсман. – К.: ТОВ “Логос”, 1997. – 128 с.
7. Гаршин А. П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: Учебное пособие / А. П. Гаршин. – СПб.: Питер, 2011. – 288 с.
8. Рабинович В. А. Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Л.: Химия, 1978. – 392 с.
9. Слободяник М. С. Хімія: Навчальний посібник для учнів старших класів і вчителів загальноосвітніх навчальних закладів / М. С. Слободяник, О. В. Гордієнко, М. Ю. Корнілов, В. О. Павленко, В. О., В. В. Пономарьова. – К.: “Либідь”, 2003. – 348 с.

*Навчальне видання*

**ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна, кандидат хімічних наук, доцент

**ЗАЙЦЕВА** Інна Сергіївна, кандидат хімічних наук, доцент

**МУРАЄВА** Ольга Олексіївна, кандидат хімічних наук, доцент

# **ХІМІЯ**

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК  
ДЛЯ ІНОЗЕМНИХ СТУДЕНТІВ  
ПІДГОТОВЧОГО ВІДДІЛЕННЯ

(Рос. мовою)

Відповідальний за випуск: *Н. В. Мокрицька*

Редактор: *З. І. Зайцева*

Комп'ютерне верстання: *І. В. Волосожарова*

Дизайн обкладинки: *І. П. Шелехов*

Підп. до друку 16. 01. 2014.

Друк на ризографії.

Зам. №

Формат 60 x 90/8

Ум. друк. арк. 8,8

Тираж 300 пр.

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет  
міського господарства імені О. М. Бекетова,  
вул. Революції, 12, Харків, 61002

Електронна адреса: [rektorat@kname.edu.ua](mailto:rektorat@kname.edu.ua)

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК №4705 від 28.03.2014